This is a digital copy of a book that was preserved for generations on library shelves before it was carefully scanned by Google as part of a project to make the world's books discoverable online.

It has survived long enough for the copyright to expire and the book to enter the public domain. A public domain book is one that was never subject to copyright or whose legal copyright term has expired. Whether a book is in the public domain may vary country to country. Public domain books are our gateways to the past, representing a wealth of history, culture and knowledge that's often difficult to discover.

Marks, notations and other marginalia present in the original volume will appear in this file - a reminder of this book's long journey from the publisher to a library and finally to you.

Usage guidelines

Google is proud to partner with libraries to digitize public domain materials and make them widely accessible. Public domain books belong to the public and we are merely their custodians. Nevertheless, this work is expensive, so in order to keep providing this resource, we have taken steps to prevent abuse by commercial parties, including placing technical restrictions on automated querying.

We also ask that you:

+ *Make non-commercial use of the files* We designed Google Book Search for use by individuals, and we request that you use these files for personal, non-commercial purposes.
+ *Refrain from automated querying* Do not send automated queries of any sort to Google's system: If you are conducting research on machine translation, optical character recognition or other areas where access to a large amount of text is helpful, please contact us. We encourage the use of public domain materials for these purposes and may be able to help.
+ *Maintain attribution* The Google "watermark" you see on each file is essential for informing people about this project and helping them find additional materials through Google Book Search. Please do not remove it.
+ *Keep it legal* Whatever your use, remember that you are responsible for ensuring that what you are doing is legal. Do not assume that just because we believe a book is in the public domain for users in the United States, that the work is also in the public domain for users in other countries. Whether a book is still in copyright varies from country to country, and we can't offer guidance on whether any specific use of any specific book is allowed. Please do not assume that a book's appearance in Google Book Search means it can be used in any manner anywhere in the world. Copyright infringement liability can be quite severe.

About Google Book Search

Google's mission is to organize the world's information and to make it universally accessible and useful. Google Book Search helps readers discover the world's books while helping authors and publishers reach new audiences. You can search through the full text of this book on the web at `http://books.google.com/`

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

10-3-W.10.

5311276765

X-53-35497-3

Digitized by Google

TRAITÉ
DE CHIMIE.

Digitized by Google

105

BRUXELLES,

AU DÉPOT DE LA LIBRAIRIE
MÉDICALE FRANÇAISE;

ET A LA LIBRAIRIE PARISIENNE.

LONDRES,

CHEZ J. B. BAILLIÈRE, 3, BEDFORD-STREET,
BEDFORD SQUARE.

IMPRIMERIE DE FIRMIN DIDOT,
RUE JACOB, N° 24.

Digitized by Google

R. 293.607

54
B 499

TRAITÉ DE CHIMIE

PAR J. J. BERZELIUS.

TRADUIT

PAR A. J. L. JOURDAN,

SUR DES MANUSCRITS INÉDITS DE L'AUTEUR,

ET SUR LA DERNIÈRE ÉDITION ALLEMANDE.

Ire PARTIE. — *CHIMIE MINÉRALE.*

Tome Premier.

PARIS.

FIRMIN DIDOT FRÈRES, LIBRAIRES-ÉDITEURS,

RUE JACOB, N° 24.

J.-B. BAILLIÈRE, LIBRAIRE,

RUE DE L'ÉCOLE DE MÉDECINE, N° 13 BIS.

M. DCCCXXIX.

Digitized by Google

Digitized by Google

AVIS DES ÉDITEURS.

L'AUTEUR de cet ouvrage, bien qu'étranger, est trop connu de ceux même qui débutent en Chimie, pour que nous ayons besoin d'insister sur son mérite. Les nombreuses découvertes dont il a enrichi la science, et surtout l'établissement de la doctrine des proportions définies et de la théorie atomistique ont répandu son nom partout, et lui ont valu l'estime des chimistes les plus distingués. Quoique les journaux scientifiques aient toujours cherché à tenir le public au courant de ses travaux, dans lesquels les auteurs des Traités les plus récens ont puisé aussi tout ce qu'ils croyaient utile à leurs vues, cependant il est important à tous ceux qui prennent intérêt à la science de pouvoir trouver les recherches et les opinions de ce Chimiste célèbre rassemblées par lui-même dans son propre ouvrage, d'autant plus que là se rencontrent aussi une foule de choses qui n'ont jamais été publiées par aucune autre voie. Aussi y a-t-il long-temps déjà qu'on désirait une traduction complète de ce livre important.

M. Berzelius ayant bien voulu nous communiquer en manuscrit toutes les additions et corrections que les progrès de la science ont rendues nécessaires, la traduction que nous publions doit être regardée comme une véritable édition nouvelle, dans laquelle on trou-

Digitized by Google

vera, non-seulement les dernières opinions de l'auteur, mais encore tout ce qui a été découvert d'essentiel jusqu'à ce jour.

Considéré sous ce seul point de vue, le Traité de M. Berzelius intéresse tous ceux qui sont déjà initiés aux mystères de la chimie. Mais l'auteur a eu un autre but encore en l'écrivant. Il s'est proposé de le rendre utile surtout aux commençans. C'est cette idée qui l'a dominé sans cesse dans la rédaction, et qui lui a fait sacrifier l'ordre systématique toutes les fois qu'il a jugé nécessaire d'y renoncer pour faciliter l'étude.

On peut dire sans exagération qu'il n'existe point d'ouvrage sur la chimie dans lequel, avec tant d'attention à être complet et à descendre jusqu'aux moindres détails, l'auteur se soit plus attaché à réunir ce qui, soit dans l'arrangement, soit dans l'exposition des matières, peut contribuer à épargner des difficultés aux élèves.

Ce Traité complet de Chimie formera huit volumes. Les quatre premiers comprendront la chimie minérale, les deux suivans la chimie végétale, et les deux derniers la chimie animale, avec une description alphabétique des instrumens, appareils et opérations, dans laquelle l'auteur a consigné tous les fruits de sa longue pratique.

Digitized by Google

PRÉFACE.

Ce n'est pas chose aisée que de se faire un bon plan pour écrire un traité de chimie destiné à l'instruction des commençans. Dans un ouvrage de ce genre, le but n'est pas, comme dans un manuel, de se conformer strictement à l'ordre systématique, mais de disposer les idées de la manière la plus convenable pour mettre la science à la portée de l'intelligence et pour la graver dans la mémoire.

Quelques auteurs se sont astreints à ne parler d'aucun corps avant de l'avoir décrit, afin de mener toujours le lecteur du connu à l'inconnu. On ne saurait suivre une pareille marche en chimie, et ceux qui ont essayé de s'y assujétir ne sont point arrivés à des résultats avantageux. L'attention se repose avec peine sur des objets qui nous sont totalement étrangers, et il est rare que ceux qui n'ont jamais piqué la curiosité présentent beaucoup d'attrait. Les matières qu'on effleure de temps en temps, à mesure qu'on avance dans le domaine de la science, et dont on acquiert ainsi quelques notions anticipées, quoique fort imparfaites, intéressent davantage au moment où l'on en rencontre la description complète, que ne font celles qui sont entièrement nouvelles. Il n'importe pas moins à l'auteur d'un livre devant servir de guide à des élèves, qu'à l'his-

Digitized by Google

torien ou au littérateur de faire naître la curiosité dans l'esprit du lecteur, avant de la satisfaire. Au moyen de cet artifice, l'étude ne cause pas de fatigue, tandis que, quand on le néglige, cette même étude devient un travail pénible, qui tient l'esprit continuellement tendu.

Le plan que j'ai adopté n'est pas parfaitement conforme à l'esprit systématique. J'ai cru devoir abandonner cet ordre toutes les fois qu'il me semblait qu'en le sacrifiant je rendrais l'accès de la science plus facile.

Il y a deux manières d'exposer la chimie dans un livre écrit pour des commençans.

Tantôt on cherche, autant que cette méthode n'entraîne pas d'inconvénient, à faire une collection de monographies des corps simples, et, quant aux combinaisons dans lesquelles chacun de ces corps est susceptible d'entrer, on les range suivant un ordre quelconque, mais qu'on s'est tracé d'avance, afin de n'être point obligé de décrire un composé deux fois ou même davantage. C'est, à mon avis, sous cette forme que la science se trouve réduite à sa plus simple expression, et qu'elle s'inculque le mieux dans la mémoire.

Tantôt on traite d'abord de tous les corps simples, puis on examine, dans un ordre donné, les combinaisons de chacun de ces corps avec tous les autres, ensuite on passe en revue les combinaisons de ces diverses combinaisons les unes avec les autres, de manière à procéder du simple au composé et de celui-ci à ce qui l'est davantage. Au premier aperçu, cette méthode semble être celle qui remplit le mieux les conditions d'un

Digitized by Google

livre écrit pour des commençans. Ses avantages consistent principalement en ce qu'elle apprend à connaître tous les élémens avant qu'on soit arrivé à l'histoire d'aucun composé; et, comme elle réunit ensemble toutes les combinaisons d'une même espèce, par exemple toutes celles des corps combustibles avec l'oxigène, elle permet de débuter par l'énonciation des caractères communs à tous les corps compris dans chaque série, par exemple à tous les corps oxidés. Or c'est précisément cette exposition générale des traits communs à chaque classe de corps qui caractérise un livre destiné aux commençans, et qui constitue, à proprement parler, la science.

Cependant il n'est pas nécessaire à celui qui débute de connaître sur-le-champ toutes les substances que la science se trouve forcée d'admettre au nombre des élémens. Beaucoup de ces substances sont ou rares ou d'un faible intérêt, et la description des procédés auxquels on est obligé d'avoir recours afin de les isoler exige déja une masse assez considérable de connaissances pour pouvoir la suivre et la comprendre. D'autres élémens, au contraire, sont répandus dans la nature, et plusieurs des composés auxquels ils donnent naissance, en s'associant les uns avec les autres, constituent les principaux moyens dont la chimie se sert pour provoquer des phénomènes, pour détruire ou effectuer des combinaisons. C'est par l'étude de ceux-là qu'il faut débuter. L'air, l'eau et les principes constituans de ces deux corps; le soufre et le phosphore, avec leurs acides; l'acide nitrique, le chlore et ses acides; les alcalis

Digitized by Google

et les terres, tels sont les corps que l'on doit étudier avant tous les autres, et dont la connaissance est indispensable à chaque pas nouveau que l'on veut faire dans le domaine de la science. Au contraire, on peut acquérir une notion parfaitement claire et très-étendue de la partie théorique de cette dernière, quoiqu'on ignore tout-à-fait ce qui est relatif aux deux tiers des métaux.

La seconde méthode d'exposition a l'inconvénient de trop disséminer les faits. En effet, il arrive fréquemment que des faits rapprochés les uns des autres, en certain nombre, acquièrent ainsi plus d'intérêt qu'il n'en découle de chacun d'eux pris isolément. C'est donc un grand art que de savoir les placer là où ils fixent le plus l'attention. Les combinaisons que chaque corps forme étant continuellement séparées les unes des autres, la table destinée à les réunir fait souvent une des parties les plus essentielles du livre, et, dans une foule de cas, la description d'un corps vient à être interrompue au moment où elle commençait à devenir le plus attachante, pour être reprise loin de là, dans un autre chapitre, quand l'impression qu'elle avait produite se sera affaiblie ou effacée. En outre, lorsque, dans un livre rédigé d'après cette méthode, on lit, par exemple, la description d'un oxide après celle d'un autre, l'esprit se partage entre une multitude d'objets d'un intérêt à peu près égal, qui ne sont point liés ensemble par une idée fondamentale, telle que celle du radical envisagé dans toutes ses combinaisons avec les divers corps.

J'ai tâché de concilier les avantages de cette mé-

Digitized by Google

thode avec le principe que l'on suit dans l'autre pour la disposition des matériaux. Après avoir traité de la lumière, de la chaleur et des forces électriques et magnétiques, empiètement sur le terrain de la physique sans lequel il serait désormais impossible d'étudier la chimie, j'ai divisé cette dernière en inorganique et organique. Les deux premiers volumes de l'ouvrage sont consacrés à la chimie inorganique, partagée elle-même en deux grandes sections, les métalloïdes et les métaux.

Les métalloïdes sont les corps qu'on rencontre le plus généralement dans la nature, et ceux qu'il est nécessaire de connaître d'abord. Cette section comprend l'oxigène, l'hydrogène, le nitrogène, le chlore, le soufre, etc. et leurs combinaisons mutuelles. J'ai suivi un ordre tel qu'à chaque métalloïde sont indiquées les combinaisons qu'il forme avec ceux qui précèdent. Mais, afin de ne pas perdre l'occasion de développer des vues théoriques générales, j'ai traité à part des oxides des métalloïdes et de leurs combinaisons acides avec l'hydrogène. Les articles air atmosphérique, eau, oxacides et hydracides, m'ont permis ainsi d'exposer des idées générales que je n'aurais pas trouvé le moyen d'offrir si je m'étais astreint rigoureusement à suivre mon principe de classification.

Aux métalloïdes succèdent les métaux. Un coup-d'œil général sur ces corps et sur leurs combinaisons avec les métalloïdes m'a fourni l'occasion d'entrer dans des généralités étendues sur les oxides et sur les sulfures, comme bases salifiables, sur les phosphures, carbures, arseniures métalliques, etc.,

Digitized by Google

ainsi que sur les sels et sur les idées théoriques qui se rallient à ce point de doctrine; viennent ensuite les métaux eux-mêmes, en commençant par ceux qu'il est nécessaire de connaître d'abord, c'est-à-dire par les radicaux des alcalis et des terres, et leurs combinaisons avec les métalloïdes. Si j'ai placé l'ammonium et l'ammoniaque parmi les métaux alcalisables, je ne crois pas avoir à m'en justifier, même sous ce point de vue que l'ammonium n'est point un corps simple.

Arrivé aux métaux qui produisent des acides, je les range d'après la dégradation de l'acidité des acides auxquels ils donnent naissance. Quant à ceux qui produisent des bases salifiables, je les dispose à peu près suivant le degré de force qu'ont les bases constituées par leurs oxides.

Les sels remplissent une section à part, et ils sont classés d'après les bases. Je continue à ranger parmi eux le sel marin, le spath fluor, le foie de soufre, etc. Les motifs que j'alléguerai en faveur de ce rapprochement suffiront, j'espère, pour le légitimer.

Jusqu'ici j'ai rarement parlé des proportions chimiques dans mon livre, et ne l'ai fait qu'en passant. Çà et là aussi j'ai indiqué la théorie électro-chimique, mais sans la développer. Ces deux importantes doctrines renferment encore tant de données conjecturales, que je n'ai voulu les présenter dans tout leur ensemble qu'après avoir fait suffisamment connaître les corps au lecteur, afin qu'il pût juger par lui-même, et ne fût obligé de rien croire

Digitized by Google

sur parole. J'en ai donc renvoyé l'exposition complète après l'épuisement de tous les objets qui sont du ressort de la chimie inorganique. Un temps viendra peut-être où la philosophie corpusculaire et les attractions électriques générales des corps formant enfin une théorie parfaitement constituée, la bonne marche à suivre, en chimie, sera de débuter par faire connaître cette doctrine, ce qui contribuera sans contredit à fixer le nombre des atomes dans la mémoire, lorsqu'en décrivant un corps on indiquera sa composition atomistique. Mais cette époque n'est point encore venue : c'est ce que témoignent assez la divergence des opinions et celle des méthodes que l'on suit, non-seulement pour comparer les poids des atomes, mais encore pour évaluer le nombre de ces mêmes atomes.

Toutes les fois qu'il a été possible d'indiquer les volumes relatifs sous lesquels se sont combinés ensemble, supposés à l'état gazeux, les principes constituans des corps, je l'ai fait, pour préparer le lecteur aux détails dans lesquels j'entrerai en exposant la composition atomistique. Ce n'est que dans des circonstances importantes qu'il m'a paru nécessaire d'exprimer la composition des corps par des nombres. Ces nombres s'inculquent rarement dans la mémoire, et il est difficile de les trouver dans le texte. C'est pourquoi j'y ai substitué des tables alphabétiques, qui sont annexées à l'ouvrage, et qui contiennent toutes les proportions de composition qui sont connues jusqu'à présent avec quelque certitude. C'est là la seule bonne manière d'indiquer les proportions de composition. Je m'en suis convaincu après avoir remar-

Digitized by Google

qué, dans une foule de travaux modernes, non-seulement que les nombres absorbent une grande partie du livre, mais encore qu'ils semblent avoir la prétention d'y devenir sujet principal, le reste de l'histoire des corps n'étant traité que comme un accessoire.

Le troisième volume embrasse la chimie végétale.

Le quatrième contient d'abord la chimie animale, puis des préceptes relativement à la manière de procéder aux analyses chimiques. On trouve ensuite un catalogue alphabétique des termes techniques, renfermant aussi les noms des instrumens et des opérations, avec descriptions et figures. J'ai pensé que si le commençant qui lit un livre, se sent naturellement porté, lorsqu'il rencontre un mot qui n'est pas bien défini, à en demander la signification au professeur, il ne serait pas sans utilité pour lui d'avoir à consulter une espèce de dictionnaire en l'absence du maître. Ce dictionnaire contient, en outre, la description des opérations générales de chimie, par l'exposition desquelles débutaient ordinairement les anciens manuels, telles que l'évaporation, la distillation, la filtration, les pesées, etc. Indépendamment des matériaux que j'ai puisés partout, j'ai déposé là les fruits de l'expérience que mes propres travaux m'ont fait acquérir, et j'espère y avoir consigné un grand nombre de préceptes, dont ceux qui voudront se livrer à la pratique de la chimie pourront tirer profit.

L'histoire de la science, quelque intéressante qu'elle soit, ne fait cependant pas partie essentielle de la science elle-même. C'est ce qui m'a déterminé à ne

Digitized by Google

pas lui donner place dans mon livre. Cependant, j'ai signalé les vicissitudes des théories remarquables; j'ai dit quand et par qui furent découverts les corps qui ne sont pas connus de toute antiquité, et j'ai cherché à rendre justice aux grands talens qui ont contribué à changer la face de la science ou à en agrandir le domaine, à ceux même dont les travaux l'enrichissent encore tous les jours. Mais je ne me suis point astreint à l'exactitude minutieuse qui paraît caractériser l'esprit de l'époque actuelle, et qui consiste, en rapportant des observations nouvelles, mais d'une importance secondaire, quoique d'ailleurs intéressantes, à citer le nom du chimiste qui en est l'auteur. Ces citations et celles des ouvrages dans lesquels les faits ont été puisés, sont nécessaires dans un manuel qui doit servir de mémorial au chimiste consommé; mais elles n'intéressent en rien la science, qui est l'objet exclusif du commençant, et, par conséquent, d'un livre tel que celui-ci.

Le mérite d'un ouvrage destiné à des élèves ne consiste pas seulement dans l'ordre suivant lequel les objets sont disposés, mais encore dans la manière dont ils sont traités. Je me suis attaché à être clair autant que possible, et, dans les commencemens surtout, j'ai agi comme si j'avais affaire à des lecteurs qui n'eussent aucune notion préliminaire de chimie proprement dite. Mais il m'a fallu supposer en eux quelque teinture de la physique. J'ai choisi de préférence le style narratif, en évitant avec soin les fréquentes subdivisions, qui font en quelque sorte, de la description de chaque corps, le remplissage d'un formulaire imprimé. J'ai cherché à rendre la lecture

Digitized by Google

de mon livre aussi agréable que le comportait la nature des objets sur lesquels il roule.

Les progrès de la science ont été mis à profit jusqu'au temps actuel, et d'une manière aussi complète qu'il m'a été possible de le faire. De là résulte que cette traduction de mon traité se trouve enrichie d'un grand nombre d'additions qui n'existent point dans la dernière édition allemande.

Stockholm, 20 novembre 1828.

J.-J. Berzelius.

Digitized by Google

DE LA NOMENCLATURE CHIMIQUE.

COLEGIO ACADEMICO DE FARMACIA SAN FERNANDO DE MADRID

En faisant précéder mes Élémens de chimie par un article sur la nomenclature, ce n'est point à ceux qui débutent que je m'adresse, puisqu'ils apprendront la nomenclature à mesure qu'ils avanceront dans leurs études; mais c'est à ceux qui ont déja commencé, et qui sont plus ou moins accoutumés à un système différent de dénominations.

Dans toute science, une nomenclature systématique est nécessaire; mais aucune n'en a plus besoin que la chimie : la confusion qui régnait avant l'heureuse idée conçue par Guyton de Morveau, en est la meilleure preuve. La nomenclature dont les chimistes se sont servis depuis 1780 est le fruit de ses travaux, soutenus et dirigés par Lavoisier, Berthollet et Fourcroy. L'avantage qu'elle présente consiste en ce que celui qui apprend à connaître une combinaison peut lui assigner son vrai nom sans le savoir d'avance, de sorte qu'il n'a pas besoin de se charger la mémoire d'un grand nombre de dénominations différentes, celles dont il doit se servir découlant toutes les unes des autres. De plus, la nomenclature systématique est en elle-même l'expression d'une théorie tout entière, de sorte que si d'un côté la théorie donne le nom, de l'autre le nom indique la théorie. On a objecté contre ce rapport de la nomenclature à la théorie, qu'il oblige à changer les noms avec les théories, ce dont on n'a pas besoin en usant de dénominations purement techniques, qui se conservent toujours sans altération. Mais comme ces mutations sont ordinairement la suite d'un progrès vers

Digitized by Google

des notions plus claires, le changement de nomenclature, loin de nuire, est au contraire un moyen de plus pour faciliter la marche des idées. En général, rien de ce qui contribue à rendre une partie quelconque d'une science stationnaire n'est avantageux : il faut que tout avance également à mesure que les découvertes et les connaissances se multiplient.

La nomenclature de Guyton de Morveau a subi de temps en temps des changemens qui n'ont point toujours été mis en harmonie avec ses principes, et parfois on y a fait des additions qui ne s'accordent point avec le système général sur lequel elle repose. Les auteurs ont adopté des noms accidentellement imposés à de nouvelles substances, et il est résulté de là que peu à peu la nomenclature est devenue plus difficile à manier, se prêtant mal à exprimer la nature d'une foule de combinaisons nouvelles ou mieux connues. En cherchant à rendre mes idées, il m'a fallu trouver une nomenclature qui fût à la fois convenable pour remplir cet objet, et assez rapprochée de celle dont on se sert actuellement en France, pour qu'elle pût être aisément comprise par ceux qui déjà sont accoutumés à cette dernière. Je vais l'exposer aussi brièvement que possible.

CORPS SIMPLES.

I. MÉTALLOÏDES (Corps simples qui ne sont point des métaux; tous sont électro-négatifs.)

Oxigène.	Soufre.	Brome.	Carbone.
Hydrogène.	Phosphore.	Iode.	Bore.
Nitrogène.	Chlore.	Fluor.	Silicium.

II. MÉTAUX ÉLECTRO-NÉGATIFS.

Selenium.	Molybdène.	Tellure.
Arsenic.	Tungstène.	Titane.
Chrôme.	Antimoine.	Tantale.

Digitized by Google

III. MÉTAUX ÉLECTRO-POSITIFS.

Or.	Étain.	Glucinium.
Platine.	Plomb.	Aluminium.
Iridium.	Cadmium.	Magnesium.
Osmium.	Zinc.	Calcium.
Palladium.	Nickel.	Strontium.
Rhodium.	Cobalt.	Barium.
Argent.	Fer.	Lithium.
Mercure.	Manganèse.	Sodium.
Cuivre.	Cerium.	Potassium.
Urane.	Zirconium.	
Bismuth.	Yttrium.	

NOMENCLATURE DES COMBINAISONS BINAIRES.

Les noms des combinaisons binaires se forment en ajoutant à celui de l'un des corps combinés, la terminaison *ide* ou *ure*, pour en faire un substantif, par exemple, *oxide*, *sulfure;* et à celui de l'autre corps, la terminaison en *eux* ou en *ique*, pour en faire un adjectif, par exemple, *sulfureux*, *sulfurique*. C'est toujours le corps électro-négatif qui fait le nom substantif, et le corps électro-positif qui fait l'adjectif, règle qu'il importe de bien observer pour ne point tomber dans l'arbitraire, qui détruirait tous les avantages de la nomenclature systématique. Lorsque le corps qui, dans une combinaison binaire, est l'élément positif, appartient à la classe des métalloïdes ou des métaux électro-négatifs, on donne généralement au nom de l'élément le plus électro-négatif, la terminaison en *ide;* mais lorsque ce corps est un métal électro-positif, on donne la terminaison en *ure*. Ainsi, par exemple, on dira *sulfide arsénieux*, *sulfure sodique*. La terminaison en *eux*, imposée à l'élément électro-positif, indique un premier degré de combinaison, et celle en *ique* en marque un plus élevé. Quant aux degrés inférieurs, intermédiaires ou supérieurs, on les distingue en ajoutant les mots *hypo* et *hyper*. Ainsi, on dit *acide sulfurique*, *acide hyposulfurique*, *acide sulfureux*, *acide hyposulfureux*, *sulfide hypermolybdique*. Quelquefois on ajoute les particules *sur* et *sous*

Digitized by Google

au nom du corps électro-négatif, comme lorsqu'on dit *sousoxide*, *suroxide*. On peut dire aussi, par exemple, *sulfure de cuivre*, *oxide de fer*. C'est alors une dénomination générale qui indique l'espèce de combinaison, sans en déterminer aucun degré particulier.

Parmi les combinaisons de l'oxigène, celles qui sont électro-négatives furent, dès l'origine de la nomenclature guytonienne, distinguées par des noms différens de celles qui sont électro-positives, sans cependant qu'on eût l'intention de faire cette distinction théorique. On appela les premières *acides* et les secondes *oxides*. Il y a dans ces noms et dans leurs terminaisons une petite exception à la règle tracée plus haut, mais que l'usage a sanctionnée. Cette distinction marquée dans la nomenclature, entre les combinaisons électro-négatives et électro-positives, est d'une grande commodité. Je propose de l'étendre à tous les corps binaires. Par conséquent, je nomme *sulfides*, *sélénides*, *tellurides*, *chlorides*, *bromides*, *iodides*, *fluorides*, des combinaisons du soufre, du selenium, du tellure, du chlore, du brome, de l'iode et du fluor avec des corps moins électro-négatifs qu'eux, et dans lesquelles les rapports atomiques sont les mêmes que dans les acides. J'appelle *sulfures*, *séléniures*, *tellurures*, *chlorures*, *bromures*, *iodures*, *fluorures*, les combinaisons de ces corps avec les métaux électro-positifs, dans lesquelles les rapports atomiques sont les mêmes que dans les bases. Il faut agir de même pour les combinaisons de deux corps électro-négatifs ayant une composition atomique correspondante à celle d'un oxide de l'élément le moins électro-négatif, et dire, par exemple, *chlorure phosphorique*, *chlorure carbonique*.

Dans la nomenclature chimique usitée en France, on se sert, pour exprimer des degrés différens de combinaison, des particules grecques *proto*, *deuto*, *trito*, placées devant le nom de l'élément électro-négatif, et le dernier degré est souvent indiqué par la particule latine *per*. J'ai cru devoir ne pas suivre cette méthode, parce qu'elle assigne des nombres qui ne sont exacts

Digitized by Google

qu'eu égard à nos connaissances du moment, et que les noms qui en résultent ne sont point maniables dans la nomenclature des combinaisons plus composées. En conséquence, je dis *oxide ferreux* et *oxide ferrique*, au lieu de *protoxide de fer* et de *deutoxide de fer*. On verra, dans la suite, les avantages qui en résultent pour la nomenclature des sels et de leurs différens états de neutralité.

L'iridium et l'osmium ont plus de deux oxides basiques ou salifiables; j'ajoute alors au nom la particule *sus*, et je dis, par exemple, *oxide susirideux*, *oxide susiridique*, comme on le verra dans l'énumération des oxides.

Quelques métaux ont des oxides trop peu oxidés pour pouvoir se combiner avec d'autres corps oxidés. Je les appelle *sousoxides*. D'autres oxides métalliques se trouvent dans le cas contraire, et sont trop oxigénés pour pouvoir se combiner avec les corps oxidés. Je les nomme *suroxides*. Les prépositions grecques *hypo* et *hyper* sembleraient ici plus convenables, puisque le mot *oxide* est d'origine grecque; mais elles ont trop de similitude pour qu'il n'en résulte pas de la confusion et des méprises.

La nomenclature des corps oxidés étant donnée, celle des autres combinaisons binaires se calque entièrement sur elle. On dit, par conséquent, *chloride phosphoreux*, *chloride phosphorique*, *chlorure ferreux*, *chlorure ferrique*.

COMBINAISONS DE L'OXIGÈNE (1).

Oxide hydrique (eau).	Protoxide d'hydrogène.
Suroxide hydrique.	Deutoxide d'hydrogène (eau oxigénée).
Acide hyposulfureux.	
— sulfureux.	

(1) La colonne de droite contient les noms correspondans de la nomenclature en vogue, lorsqu'ils diffèrent de ceux que j'emploie. La synonymie est prise dans la cinquième édition du Traité de Thénard.

Digitized by Google

Acide hyposulfurique.	
— sulfurique.	
Oxide nitreux.	Protoxide d'azote.
— nitrique.	Deutoxide d'azote.
Acide nitreux.	
— nitrique.	
— hypophosphoreux.	
— phosphoreux.	
— phosphorique.	
Oxide chloreux (1).	Protoxide de chlore.
Acide chloreux.	Deutoxide de chlore.
— chlorique.	
— oxichlorique (2).	Acide chlorique oxigéné.
— bromique.	
— iodique.	
Oxide carbonique.	Oxide de carbone.
Acide carbonique.	
— borique.	
— silicique (silice).	Oxide de silicium.
Oxide sélénique.	
Acide sélénieux.	
— sélénique.	
Oxide arsenique.	
Acide arsenieux.	
— arsenique.	
Oxide chromique (3).	Protoxide de chrôme.
— suschromique.	Deutoxide de chrôme.
Acide chromique.	
Oxide molybdeux.	
— molybdique.	Protoxide de molybdène.
Acide molybdique.	
Oxide tungstique.	
Acide tungstique.	

(1) Il est probable que le gaz oxide de chlore est le plus bas degré d'oxidation du chlore; je le nomme oxide chloreux, parce qu'il est vraisemblable qu'il existe un oxide chlorique, composé de volumes égaux de chlore et d'oxigène, que nous n'avons point encore pu produire.

(2) Il a fallu employer ce nom, parce que celui d'acide chlorique est donné à un degré d'oxidation inférieur, et ne saurait être changé sans inconvénient.

(3) Quoique l'oxide verd de chrôme soit le degré d'oxidation le plus inférieur que nous connaissions, je le nommé protoxide chromeux, tant parce qu'il contient trois atomes d'oxigène et fait supposer l'existence d'un oxide inférieur, que parce qu'il est isomorphe avec l'oxide aluminique (alumine), l'oxide manganique et l'oxide ferrique.

Digitized by Google

Oxide antimonique (acide hypantimonieux).	Protoxide d'antimoine.
Acide antimonieux.	Deutoxide d'antimoine.
— antimonique.	Tritoxide d'antimoine.
Acide tellurique (oxide tellurique).	Oxide de tellure.
Oxide tantalique.	Oxide de tantale ou de colombium.
Acide tantalique.	Acide tantalique ou colombique.
Oxide titanique.	Protoxide de titane.
Acide titanique.	Peroxide de titane.
Oxide aureux.	Protoxide d'or.
— aurique.	Deutoxide ou peroxide d'or.
— platineux.	Protoxide de platine.
— platinique.	Deutoxide ou peroxide de platine.
— irideux.	
— susirideux.	
— iridique.	
— susiridique.	
— osmieux.	
— susosmieux.	
— osmique.	
— susosmique.	
Acide osmique (oxide biosmique).	Oxide d'osmium.
Oxide palladeux.	Oxide de palladium.
— palladique.	
— argentique.	Oxide d'argent.
Suroxide argentique.	
Oxide mercureux.	Protoxide de mercure.
— mercurique.	Deutoxide de mercure.
— cuivreux.	Protoxide de cuivre.
— cuivrique.	Deutoxide de cuivre.
Suroxide cuivrique.	Tritoxide de cuivre.
Oxide uraneux.	Protoxide d'urane.
— uranique.	Deutoxide d'urane.
— bismuthique.	Oxide de bismuth.
— stanneux.	Protoxide d'étain.
— stannique.	Deutoxide d'étain.
Sousoxide plombique.	
Oxide plombique.	Protoxide de plomb.
Suroxide plombeux.	Deutoxide de plomb.
— plombique.	Tritoxide de plomb.
Oxide cadmique.	Oxide de cadmium.

Digitized by Google

Sousoxide zincique.	
Oxide zincique.	Oxide de zinc.
Oxide niccolique.	Protoxide de nickel.
Suroxide niccoleux.	
— niccolique.	Peroxide de nickel préparé par l'eau oxigénée.
Oxide cobaltique.	Protoxide de cobalt.
Suroxide cobaltique.	Peroxide de cobalt.
Acide cobaltique.	
Oxide ferreux.	Protoxide de fer.
— ferrique.	Peroxide de fer.
— manganeux.	Protoxide de manganèse.
— manganique.	Deutoxide de manganèse.
Suroxide manganique.	Peroxide de manganèse.
Acide manganique.	
Oxide céreux.	Protoxide de cerium.
— cérique.	Deutoxide de cerium.
— zirconique (zircone).	Oxide de zirconium.
— yttrique (yttria).	— d'yttrium.
— glucinique (glucine).	— de glucinium.
— aluminique (alumine).	— d'aluminium.
— magnésique (magnésie).	— de magnesium.
— calcique (chaux).	Protoxide de calcium.
Suroxide calcique.	Peroxide de calcium.
Oxide strontianique (strontiane).	Protoxide de strontium.
Suroxide strontianique.	Peroxide de strontium.
Oxide barytique (baryte).	Protoxide de barium.
Suroxide barytique.	Peroxide de barium.
Oxide lithique (lithine).	Oxide de lithium.
Sousoxide sodique.	
Oxide sodique (soude).	Oxide de sodium.
Suroxide sodique.	Peroxide de sodium.
Sousoxide potassique.	
Oxide potassique (potasse).	Oxide de potassium.
Suroxide potassique.	Peroxide de potassium.

COMBINAISONS DU NITROGÈNE.

Ammoniaque (nitrure trihydrique).
Ammonium (nitrure tétrahydrique).
Cyanogène (nitrure carbonique).

COMBINAISONS DU SOUFRE.

Sulfide phosphoreux.	
— phosphorique.	
— borique.	Sulfure de bore.

Digitized by Google

Sulfide carbonique.	Carbure de soufre.
— silicique.	Sulfure de silicium.
— sélénieux	— de selenium.
Soussulfure d'arsenic.	— brun d'arsenic.
Sulfide hyparsenieux.	Réalgar.
— arsenieux.	Orpiment.
— arsenique.	
Sulfure chromique.	
Sulfide suschromique.	
Sulfure molybdeux.	
— molybdique.	Sulfure de molybdène.
Sulfide molybdique.	
— hypermolybdique.	
Sulfure tungstique.	Protosulfure de tungstène.
Sulfide tungstique.	
— hypantimonieux (sulfure antimonique).	— d'antimoine.
— antimonieux.	
— antimonique.	
— tellurique.	Sulfure de tellure.
— tantalique.	— de colombium.
— sélénique.	— de titane.
— stannique.	Deutosulfure d'étain.
Sulfure aureux.	
— aurique.	Sulfure d'or.
— platineux.	
— platinique.	Sulfure de platine.

(La suite est absolument la même que pour les acides.)

Il y a cependant des différences entre la série des sulfures et celle des acides, parce que divers métaux forment des combinaisons plus nombreuses avec le soufre qu'avec l'oxigène. Le potassium, le sodium, l'ammonium, les radicaux des terres alcalines en produisent au moins quatre, dont il n'y a qu'une seule qui soit basique. Le cobalt en produit trois, dont une seule basique. Le fer en donne aussi trois, mais dont deux sont basiques. Comme ces sulfures ne sont point basiques, et ne se combinent pas avec d'autres sulfures, on peut, sans inconvénient, les appeler, d'après leur constitution atomique, *sesquisulfure*, *bisulfure*, *trisulfure*, *quadrisulfure* et *persulfure de fer, de potassium*, etc. (le dernier degré contient cinq atomes

Digitized by Google

de soufre, ce qu'il serait difficile d'exprimer dans le nom.) Les sulfures de fer sont : *sulfure ferreux*, *sulfure ferrique* et *bisulfure de fer*; ceux de cobalt, *sulfure cobaltique*, *sesquisulfure* et *bisulfure de cobalt*; ceux de potassium, sodium, ammonium, etc., *sulfure potassique*, *sodique*, etc., *bisulfure*, *trisulfure*, *quadrisulfure*, *persulfure de potassium*, *sodium*, *ammonium*, etc. En mettant le nom du métal au génitif, on distingue facilement les sulfures non basiques, ou les sursulfures, des sulfures bases.

Tout ce qui vient d'être établi, relativement à la nomenclature des combinaisons du soufre, est applicable aussi à celle du selenium et du tellure. Ces deux corps constituent, avec le soufre et l'oxigène, une classe à part, susceptible de former des combinaisons électro-négatives (les *acides*, les *sulfides*, les *sélénides*, les *tellurides*), qui se combinent avec les combinaisons électro-positives (les *oxides*, les *sulfures*, les *séléniures*, les *tellurures*), et produisent des sels. Je donne à cette classe de substances simples le nom de *corps amphigènes*. Les bases peuvent être appelées *oxibases*, *sulfobases*, *sélénibases* et *telluribases*.

COMBINAISONS DU CHLORE, DU BROME, DE L'IODE ET DU FLUOR.

Ces quatre corps ont cela de commun, que leurs combinaisons avec les métaux électro-positifs produisent des sels neutres et non des bases, et que leurs combinaisons avec les métalloïdes possèdent rarement la propriété de se combiner avec ces sels neutres. J'appelle ce groupe de corps simples *corps halogènes* (ou générateurs de sels). Du reste, leur nomenclature est analogue à celle des combinaisons du soufre. Le corps composé qu'on désigne sous le nom de *cyanogène* appartient aussi à cette classe.

Voici quelques exemples de la nomenclature des combinaisons des corps halogènes avec les métalloïdes et les métaux électro-négatifs.

Digitized by Google

Chlorure sulfureux.	
Chloride sulfurique.	Sulfure de chlore.
Chlorure phosphorique.	
Chloride phosphoreux.	Protochlorure de phosphore.
— phosphorique.	Deutochlorure de phosphore.
Chlorure de brome.	
— d'iode.	
— de cyanogène.	
— carboneux.	
— carbonique.	Protochlorure de carbone.
Chloride carboneux.	Perchlorure de carbone.
Oxichloride carbonique.	Gaz chloroxicarbonique.
— carbosulfureux.	
Chloride borique.	Chlorure de bore.
— silicique.	— de silicium.
— arsenieux.	Protochlorure d'arsenic.
— arsenique.	Deutochlorure d'arsenic.
Chlorure molybdeux.	
— molybdique.	
Chloride molybdique.	
Chlorure chromique.	Protochlorure de chrôme.
Chloride chromique.	
Chlorure antimonique.	Protochlorure d'antimoine.
Chloride antimonieux.	
— antimonique.	
Chlorure tungstique.	Protochlorure de tungstène.
Chloride tungstique.	Deutochlorure de tungstène.
— tellurique.	Chlorure de tellure.
— tantalique.	— de tantale.
— titanique.	— de titane.
— manganique.	Perchlorure de manganèse.

En substituant les syllabes *brom*, *iod*, *fluor* et *cyan* à celle de *chlor*, on a la nomenclature des combinaisons du brome, de l'iode, du fluor et du cyanogène.

COMBINAISONS DE L'HYDROGÈNE.

L'hydrogène produit, avec les corps halogènes et amphigènes, des combinaisons acides, nommées *hydracides*. Les premières sont très-acides, comme les acides oxigénés les plus forts. Les dernières, au contraire, ont des propriétés acides bien moins marquées. Ce motif m'a fait préférer de conserver la dénomination d'acide pour les premières, c'est-à-dire pour les combinaisons

Digitized by Google

des corps halogènes avec l'hydrogène, d'autant plus que ce nom exprime au commençant l'idée d'une substance douée de propriétés acides énergiques.

1° *Hydracides des corps halogènes.*

Acide hydrochlorique (chloride hydrique).
— hydrobromique (bromide hydrique).
— hydriodique (iodide hydrique).
— hydrofluorique (fluoride hydrique).
— hydrofluoborique (fluoride hydrique et borique).
— hydrofluosilicique (fluoride hydrique et silicique).
— hydrofluotitanique (fluoride hydrique et titanique).
— hydrofluotantalique (fluoride hydrique et tantalique).
— hydrocyanique (cyanide hydrique).
— hydrosulfocyanique (sulfocyanide hydrique, sulfocyanate hydrique (1)).
— hydrosulfocyanique hydrosulfuré (sulfide cyanohydrique, sulfocyanate bihydrique (2)).

2° *Hydracides des corps amphigènes.*

Sulfide hydrique (hydrogène sulfuré).
— carbohydrique (combinaison de carbure de soufre et d'hydrogène sulfuré).
— cyanique (3).
Sélénide hydrique.
Telluride hydrique (hydrogène telluré).

Quant aux diverses combinaisons de l'hydrogène avec le nitrogène, le phosphore, le carbone, dans lesquelles c'est lui qui fait les multiples, on peut les indiquer par des nombres, de la manière suivante :

Phosphure monohydrique.
— dihydrique.
— trihydrique.
Carbure tétrahydrique.
Phosphure pentahydrique.
— hexahydrique.

---

(1) Combinaison de sulfide cyanique et de sulfide hydrique.

(2) La combinaison précédente avec une quantité double de sulfide hydrique.

(3) Substance unie à une sulfobase dans les combinaisons appelées jusqu'à présent sulfocyanures, mais qui paraissent être de vrais sulfocyanates.

Digitized by Google

COMBINAISONS BINAIRES DES AUTRES MÉTALLOÏDES AVEC DES MÉTAUX ÉLECTRO-NÉGATIFS.

On dit *phosphure*, *carbure*, *borure*, *siliciure*, *arseniure*, *antimoniure*; mais comme ces divers composés ne se combinent que rarement entre eux, leur nomenclature peut fort bien se réduire à une simple exposition de leur constitution atomique. Ainsi, on peut dire *carbure*, *bicarbure*, *tricarbure de fer*, *arseniure*, *biarseniure de nickel*.

COMBINAISONS DES MÉTAUX ÉLECTRO-POSITIFS.

On appelle ces combinaisons des *alliages*. Elles exigent rarement une nomenclature spéciale, parce qu'on en connaît fort peu qui soient en proportions définies. Quand il s'en trouve qui sont dans ce cas, on donne la terminaison en *ure* au nom du métal le plus électropositif, et l'on dit, par exemple, *aurure d'argent*, *triaurure d'argent*, *palladure de mercure*, etc.

NOMENCLATURE DES SELS.

Les changemens qui viennent d'être opérés dans la nomenclature des bases en général, et surtout dans celle des oxides, rendent la nomenclature des sels plus facile à établir, et permettent d'exprimer, non-seulement de quels élémens ces corps sont composés, mais encore l'état de neutralisation de leurs parties constituantes. Je partage les sels en deux ordres, savoir : 1° *Sels amphides*, qui sont composés d'une base combinée avec un acide, un sulfide, un sélénide ou un telluride. Je nomme ceux-là, suivant le corps amphigène qu'ils contiennent, *oxisels*, *sulfosels*, *sélénisels*, *tellurisels*. De ces quatre classes, il n'y a que les deux premières qui aient été étudiées. 2° *Sels haloïdes*, qui sont composés d'un corps halogène combiné avec un métal électropositif. Ce sont les sels du chlore, du brome, de l'iode, du fluor et du cyanogène.

Digitized by Google

A. SELS AMPHIDES.

Dans la nomenclature des sels amphides, on fait du nom de l'acide, du sulfide, du sélénide, du telluride, un substantif terminé en *ate*, si le nom de l'acide, du sulfide, etc., se termine en *ique*, et en *ite*, si ce dernier est terminé en *eux*. Par exemple, on dit *sulfate*, *sulfite*. Mais pour distinguer entre elles les différentes classes de sels amphides, on place en tête du nom imposé à chacune celui du corps amphigène qu'elle contient. Ainsi l'on dit, par exemple, *oximolybdate*, *sulfomolybdate*, *sélénimolybdate*, *tellurimolybdate*. Cependant, comme à l'époque où la nomenclature fut faite on ne connaissait que le seul genre des oxisels, cette distinction n'était point alors nécessaire, de sorte qu'on n'a jamais placé la particule *oxi* en avant du nom de ces sels. On dit seulement *sulfate*, *molybdate*, *nitrate*. Il est commode, et sans nul inconvénient, de suivre cet usage pour les oxisels, qui sont les plus nombreux et les plus employés. Quant aux autres classes de sels amphides, on les distingue suffisamment, soit les uns des autres, soit des oxisels, en faisant précéder le nom de celui du corps amphigène.

OXISELS.

Les différens genres d'oxisels sont les suivans :

Sulfates.	Oxichlorates.	Sélénites.	Tantalates.
Hyposulfates.	Chlorates.	Arséniates.	Titanates.
Sulfites.	Chlorites.	Arsénites.	Manganates.
Hyposulfites.	Bromates.	Chrômates.	Cobaltates.
Nitrates.	Iodates.	Molybdates.	Stannates.
Nitrites.	Carbonates.	Tungstates.	Osmiates.
Phosphates.	Borates.	Antimoniates.	Hydrates.
Phosphites.	Silicates.	Antimonites.	
Hypophosphites.	Séléniates.	Tellurates.	

Les différentes espèces que chacun de ces genres peut contenir sont les suivantes, avec les noms correspondans de la nomenclature actuellement en vogue.

Digitized by Google

Sulfate potassique.	Sulfate de potasse.
— sodique.	— de soude.
— lithique.	— de lithine.
— ammoniacal.	— d'ammoniaque.
— barytique.	— de baryte.
— strontianique.	— de strontiane.
— calcique.	— de chaux.
— magnésique.	— de magnésie.
— aluminique.	— d'alumine.
— glucinique.	— de glucine.
— yttrique.	— d'yttria.
— zirconique.	— de zircone.
— céreux.	— de protoxide de cerium.
— cérique.	— de deutoxide de cerium.
— manganeux.	— de protoxide de manganèse.
— manganique.	— de deutoxide de manganèse.
— ferreux.	— de protoxide de fer.
— ferrique.	— de peroxide de fer.
— cobaltique.	— de cobalt.
— niccolique.	— de nickel.
— zincique.	— de zinc.
— cadmique.	— de cadmium.
— plombique.	— de plomb.
— stanneux.	— de protoxide d'étain.
— stannique.	— de peroxide d'étain.
— bismuthique.	— de bismuth.
— uraneux.	— de protoxide d'urane.
— uranique.	— de peroxide d'urane.
— cuivreux.	— de protoxide de cuivre.
— cuivrique.	— de deutoxide de cuivre.
— mercureux.	— de protoxide de mercure.
— mercurique.	— de deutoxide de mercure.
— argentique.	— d'argent.
— palladeux.	— de protoxide de palladium.
— palladique.	— de peroxide de palladium.
— rhodique.	— de rhodium.
— osmieux.	
— susosmieux.	
— osmique.	
— susosmique.	
— irideux.	
— susirideux.	
— iridique.	

Digitized by Google

Sulfate susiridique.	
— platineux.	— de protoxide de platine.
— platinique.	— de deutoxide de platine.
— aureux.	
— aurique (1).	
— tantalique.	— de tantale.
— titanique.	— de titane.
— tellurique.	— de tellure.
— antimonique.	— de protoxide d'antimoine.
— hyperantimonieux.	— de deutoxide d'antimoine.
— hyperantimonique.	— de tritoxide d'antimoine.
— hypertungstique.	Acide sulfurique et acide tungstique.
— hypermolybdique.	— — et acide molybdique.
— molybdique.	Sulfate de protoxide de molybdène.
— molybdeux.	
— hyperchromique.	Acide sulfurique et acide chromique.
— chromique.	Sulfate de protoxide de chrôme.

DES COMBINAISONS DE L'EAU.

Avant d'abandonner la nomenclature des oxisels, je dois dire un mot des combinaisons de l'eau. On a considéré cette dernière comme un acide dans ses combinaisons avec les bases, qu'on nomme, à la manière des sels, *hydrates*. Nous avons donc *hydrate potassique*, *calcique*, *ferrique*, etc. Mais l'eau se combine aussi avec les acides, et dans ces composés elle joue le rôle de base. On devrait donc dire alors *sulfate hydrique*, *nitrate hydrique*, *phosphate hydrique*, etc. Mais on s'accoutumerait tout aussi difficilement à nommer sulfate hydrique l'acide sulfurique dans son état ordinaire, qu'à appeler l'eau oxide hydrique. Quelques chimistes donnent l'épithète d'*hydratés* aux acides qui contiennent de l'eau. Cette dénomination est contraire aux principes de la nomenclature. Je dirai *acide aqueux*, quand je voudrai

(1) Il paraît que ces deux sels à base d'oxide d'or n'existent point. Je les ai énumérés avec les autres, afin de compléter la série, tant pour les sels amphides que pour les sels haloïdes.

Digitized by Google

indiquer qu'un acide est combiné avec de l'eau comme base, et *acide étendu*, lorsqu'il ne s'agira que d'un simple mélange d'acide et d'eau. Mais comme l'état aqueux des acides est le plus commun, on a plus souvent besoin d'exprimer qu'un acide est libre, qu'il ne contient pas d'eau, c'est-à-dire qu'il n'est point dans l'état aqueux. Je me servirai alors du mot anhydre. *Acide sulfurique anhydre* veut dire acide sulfurique sans eau; *acide sulfurique aqueux*, une combinaison déterminée d'acide et d'eau; *acide sulfurique étendu*, un mélange quelconque d'acide et d'eau.

SULFOSELS.

Je ne ferai ici qu'énumérer les genres connus de sulfosels; car les espèces et leur nomenclature sont absolument les mêmes que dans la série des sulfates qui vient d'être tracée.

Sulfhydrates.	Sulfarseniates.	Sulfotungstates.
Sulfocyanates.	Sulfarsenites.	Sulfantimoniates.
Sulfocyanhydrates.	Hyposulfarsenites.	Sulfantimonites.
Sulfocarbonates.	Sulfochromates.	Hyposulfantimonites.
Sulfophosphates.	Hypersulfomolybdates.	Sulfostannates.
Sulfophosphites.	Sulfomolybdates.	Sulfotantalates.

B. SELS HALOÏDES.

Leur nomenclature étant déja donnée par ce qui précède, je ne ferai ici que présenter quelques exemples, qui montreront comment on se sert de la série de sulfates pour trouver le nom de chaque espèce.

Chlorure potassique.	Chlorure de potassium.
— sodique.	— de sodium.
— ammonique.	Hydrochlorate d'ammoniaque.
— mercureux.	Protochlorure de mercure.
— mercurique.	Deutochlorure de mercure.
Iodure sodique.	Iodure de sodium.
— ferreux.	Protoiodure de fer.
— ferrique.	Deutoiodure de fer.
— potassique.	Iodure de potassium.

Digitized by Google

Biiodure de potassium.	
Triiodure de potassium.	
Fluorure calcique.	Fluorure de calcium.
— iodique.	— de sodium.
Bromure argentique.	Bromure d'argent.
— magnésique.	— de magnesium.
Cyanure potassique.	Cyanure de potassium.
— ammonique.	Hydrocyanate d'ammoniaque.
— ferreux.	Protocyanure de fer.

NOMENCLATURE DES SELS AVEC EXCÈS D'ACIDE OU DE BASE.

A. SELS AMPHIDES.

Les sels qui contiennent un excès d'acide sont généralement appelés *sels acides* ou *sursels*. En plaçant à la tête du nom d'un sel une particule qui exprime le nombre des multiples de l'acide (le rapport de l'acide à la base dans le sel neutre étant pris pour unité), on indique à la fois que le sel est acide et à quel degré il l'est. Nous disons, par exemple :

Sesquicarbonate ammoniacal.
Bisulfate sodique.
Quadroxalate potassique.

Les sels amphides qui contiennent un excès de base sont appelés *sels basiques* ou *sous-sels ; sous-phosphate, sous-sulfate* veut donc dire un phosphate ou un sulfate avec excès de base. Pour exprimer le degré de basicité, on se sert des mêmes particules que pour les sels acides. Les exemples suivans suffiront :

Sous-phosphate sesquicalcique.
Sous-acétate bicuivrique.
Sous-sulfate trialuminique.
Sous-nitrate quadriplombique.
Sous-nitrate sexplombique.

Il s'ensuit que la nomenclature indique si la quantité de base combinée avec une quantité donnée d'acide est

Digitized by Google

multiple par 1/2, 2, 3, 4 ou 6 de celle qu'il aurait fallu pour former un sel neutre.

On conçoit que la même méthode est applicable aux autres sels amphides.

B. SELS HALOÏDES.

1° Avec excès d'acide.

Comme les sels haloïdes acides doivent leur propriété acide à l'hydracide du même corps halogène qui s'y trouve combiné avec le métal électro-positif, je pense qu'il suffit de dire, par exemple :

Chlorure aurique acide.	Muriate d'or cristallisé jaune.
Fluorure potassique acide.	Fluate acide de potasse.
Cyanure ferreux acide.	Acide hydroferrocyanique blanc.
— ferrique acide.	— — rouge.

2° Avec excès de base.

Les sels haloïdes peuvent se combiner avec des oxibases, et, ce qui est plus rare, avec des sulfobases. On peut les appeler alors *oxibasiques*, *sulfobasiques*. Mais, comme nous pouvons nous dispenser de nommer l'oxigène, on dit seulement *sels haloïdes basiques*, lorsque ces sels contiennent l'oxide du métal combiné avec son chlorure. Jusqu'à présent nous ne connaissons aucun sel haloïde basique dans lequel, par exemple, le chlorure ferreux soit combiné avec l'oxide ferrique, ou le chlorure ferrique avec l'oxide ferreux; par conséquent, le nom du chlorure indique toujours le degré d'oxidation de l'oxibase. Mais, comme un atome d'un sel haloïde peut se combiner avec un, deux, trois ou davantage d'atomes de l'oxide du même radical, on exprime cette particularité de la manière suivante :

Chlorure plombique basique.
— — bibasique.
— — tribasique.
— — quadribasique.

Digitized by Google

NOMENCLATURE DES SELS DOUBLES, C'EST-A-DIRE A DEUX BASES OU A DEUX ACIDES.

Plus les élémens d'une combinaison deviennent nombreux, plus il est difficile d'y appliquer le principe de la nomenclature systématique. Cette difficulté commence déjà à se faire sentir lorsqu'il s'agit des sels doubles. En latin, on combine ensemble et réduit ainsi à un seul les noms des deux bases; de sorte qu'on dit, par exemple, *sulphas ammonico-ferrosus*, *cyanetum ferroso-ammonicum*. Cette méthode est impraticable en français, à moins d'adopter entièrement la terminaison latine du premier nom des deux bases. On est donc obligé de dire *sulfate ammoniacal et ferrique*, *cyanure ferreux* et *ammonique*. Mais, comme il arrive fort souvent que ces sels doubles varient de composition, et que plusieurs atomes d'un sel se combinent avec un seul atome d'un autre, ainsi qu'on l'observe à l'égard des deux que j'ai choisis pour exemple, on peut indiquer dans leur nom le nombre relatif des atomes, en disant *sulfate ammoniacal triferrique*, *cyanure ferreux biammonique*. Voici encore quelques autres exemples :

Sulfate potassique trialuminique.	Alun.
Chlorure ammonique biplatinique.	Muriate ammoniaco de platine.
Fluorure potassique triborique.	Fluoborate de potasse.
Fluorure sodique bisilicique.	Fluosilicate de soude.

A l'égard des sels amphides doubles avec excès de base, on se sert pour eux de la même nomenclature, mais en plaçant le mot *sous* au devant du nom de l'acide. Ainsi on dit, par exemple, *sous-sulfate cuivrique biammonique* (*cuprum ammoniacum* des pharmaciens), *sous-sulfate potassique bialuminique*, *trialuminique*, *sexaluminique*. Au reste, en voulant indiquer trop à l'aide de la nomenclature, on la gâte aisément,

Digitized by Google

parce qu'on la rend, ou trop compliquée, ou désagréable à l'oreille.

NOMENCLATURE DES SELS AMMONIACAUX.

Avant d'abandonner le chapitre de la nomenclature, il faut diriger l'attention du lecteur sur la différence de signification qu'il y a entre les mots *sel d'ammonium* ou *ammonique* et *sel d'ammoniaque* ou *ammoniacal*. Lorsque l'ammoniaque produit des sels avec des acides aqueux ou combinés avec de l'eau, un atome d'eau entre dans la composition du sel, dont on ne peut plus ensuite le séparer sans détruire le sel lui-même. L'hydrogène de cette eau est précisément en quantité requise pour former de l'ammonium avec l'ammoniaque, et son oxigène égale en quantité celui de toute autre oxibase qui aurait saturé la même quantité d'acide. L'ammoniaque et l'eau ensemble représentent donc un oxide du radical *ammonium*, composé de deux atomes du radical et d'un atome d'oxigène. Moyennant cette représentation, les sels à base d'ammoniaque rentrent entièrement dans la catégorie de tous les autres oxisels. De même, dans les sulfosels, le sulfide hydrique se combine avec l'ammoniaque, et forme le sulfure ammonique, lequel est susceptible de se combiner encore avec deux, trois, quatre et cinq atomes de soufre. Ces sels, dans lesquels l'ammoniaque paraît former une oxibase ou une sulfobase, sont ce que j'appelle *sels ammoniques* ou *d'ammonium*.

Lorsqu'au contraire l'ammoniaque se combine avec un acide anhydre, par exemple avec le gaz acide carbonique ou sulfureux, ou avec des chlorides, des fluorides, des bromides, anhydres, etc., il en résulte aussi des combinaisons qui contiennent de l'ammoniaque, mais non de l'oxide d'ammonium, et qui ont des propriétés fort différentes de celles des sels ammoniques. On les appelle, par exemple, *carbonate d'ammoniaque* ou *ammoniacal*, *sulfide d'ammoniaque*, etc.; l'eau les convertit de suite en un sel d'ammonium.

Digitized by Google

L'ammoniaque se combine souvent comme telle, et non comme oxide d'ammonium, avec des sels neutres. Elle produit alors des sels basiques ammoniacaux. En voici quelques exemples :

Nitrate mercurique ammoniacal.
Sulfate argentique ammoniacal.
Chlorure calcique ammoniacal.
Chloride phosphoreux ammoniacal.

Digitized by Google

TRAITÉ

DE CHIMIE.

DÉFINITION DE LA CHIMIE.

La *chimie* est la science qui fait connaître la composition des corps, et la manière dont ils se comportent les uns à l'égard des autres.

Il n'y a pas long-temps qu'elle a pris rang parmi les sciences, et c'est en grande partie aux tentatives pour faire de l'or qu'elle a dû naissance. Le nom qui la désigne est d'origine arabe (1). Jadis elle portait celui d'*alchimie;* mais on ne se sert plus aujourd'hui de ce terme que pour exprimer l'art de faire de l'or. *Al* est l'article des Arabes, de manière qu'*alchimie* signifie simplement *la chimie*.

Plusieurs sciences, arts et métiers reposent presque uniquement sur la chimie, qui, de toutes les sciences, est celle dont on fait le plus d'applications aux besoins de la vie.

DE L'AFFINITÉ.

Les corps, infiniment variés, dont l'ensemble constitue le monde qui nous entoure, résultent d'un nombre peu considérable de substances simples unies les unes avec

(1) Quelques personnes dérivent le mot *chimie* du grec χυμος, *suc*. D'autres le croient d'origine égyptienne, et le font provenir du mot *chema*, qui veut dire *caché*.

Digitized by Google

les autres, dans des proportions diverses, par des forces particulières qu'on appelle *affinités*.

Ces affinités sont de deux sortes.

L'une, en vertu de laquelle les molécules des corps adhèrent ensemble, porte le nom d'*affinité d'agrégation*, ou celui de cohésion. Des divers degrés dont elle est susceptible dépendent les différences qu'on remarque dans la résistance des corps. Lorsqu'elle est considérable, ces corps sont durs et solides : quand elle est plus faible, ils deviennent liquides; si elle diminue encore davantage, ils se convertissent en air ou gaz. Ces trois états des corps, la solidité, la liquidité et la gazéité, sont appelés *formes d'agrégation*. De l'affinité d'agrégation dépendent aussi les configurations régulières que certains corps prennent quand ils passent de l'état liquide à l'état solide, ce qu'on nomme en chimie *cristallisation*. La dureté, la mollesse, la viscosité, la friabilité, etc., sont également des modifications de cette force. Son jeu est détruit, d'une manière mécanique, par la pulvérisation, l'action de la lime et autres opérations semblables. Il l'est d'une manière chimique par l'action du feu.

L'autre sorte d'affinité a reçu le nom d'*affinité de composition*. Elle ne s'exerce que dans les corps composés, et entre les substances simples qui concourent à leur composition. Par elle, deux corps peuvent se réunir, et en produire un troisième, nouveau, qui souvent ne conserve pas une seule des propriétés inhérentes à ceux dont il est formé. Ainsi, par exemple, le soufre et le mercure peuvent, en vertu de leur affinité de composition, se combiner ensemble, et donner naissance au cinabre.

C'est pourquoi, en décrivant les deux sortes d'affinités, on est dans l'usage de dire que la première, celle d'agrégation, s'exerce entre corps homogènes, par exemple, entre les molécules du cinabre; tandis que la seconde, l'affinité chimique ou de composition, s'exerce entre corps hétérogènes, par exemple, entre le soufre et le mercure.

Digitized by Google

L'affinité chimique présente plusieurs modifications, dont les principales sont celles qui suivent :

1° Elle n'est jamais au même degré dans la plupart des corps où elle s'exerce, mais toujours plus forte dans l'un que dans l'autre.

Ainsi le fer a plus d'affinité pour le soufre que n'en a le mercure, de manière que quand on mêle intimement ensemble de la limaille de fer et du cinabre, et qu'on chauffe le mélange, le fer se combine avec le soufre, et met à nu le mercure, qui reparaît avec ses qualités primitives.

Cette modification de l'affinité chimique a été désignée sous le nom d'*affinité élective*, parce que les corps semblent constamment choisir, parmi tous les autres, ceux pour lesquels ils ont le plus d'affinité.

2° Une seconde différence tient à la quantité des corps qui agissent les uns sur les autres par leur affinité, et consiste en ce qu'une plus grande quantité d'un corps jouissant d'une moindre affinité de composition, peut triompher de l'affinité plus forte d'un autre corps en quantité moins considérable ; ou, pour s'exprimer d'une manière plus précise, que la quantité peut quelquefois suppléer à l'insuffisance de la force. Cependant cette règle souffre de grandes exceptions.

3° La différence de cohésion des corps est une autre source de modifications. C'est ce qu'on observe, soit lorsque la tendance d'un corps à prendre la forme solide ou gazeuse est d'elle-même assez forte pour vaincre toute affinité quelconque, soit quand une autre affinité plus faible venant encore s'adjoindre à cette tendance, toutes deux réunies triomphent alors de l'affinité plus énergique des corps qui, sans cette circonstance, auraient conservé la forme liquide.

Par exemple, l'acide carbonique est un des acides qu'on dégage le plus facilement de ses combinaisons avec d'autres corps. Ce phénomène ne tient pas seulement à ce qu'il jouit d'une affinité chimique moins puissante en elle-même que celle de plusieurs autres acides, mais dé-

Digitized by Google

pend encore de ce qu'il a tant de tendance à se gazéifier, qu'en quelque petite quantité qu'il soit expulsé de ses combinaisons, il s'échappe aussitôt sous la forme de gaz, de manière que, ne restant point là, il ne peut continuer à agir par sa masse.

4° Enfin, l'affinité chimique se modifie encore lorsque plusieurs corps mêlés ensemble agissent les uns sur les autres.

Quand deux sels, par exemple le sulfate ammoniacal et le chlorure potassique, viennent à être mêlés ensemble, la composition de tous deux subit un changement, tenant à ce que l'acide le plus fort se combine avec le corps pour lequel, soit lui seul, soit, ce qui ne fait rien à la chose, lui et l'autre acide aussi ont le plus d'affinité, et qui est la potasse dans le cas dont il s'agit ici; tandis que l'acide le plus faible s'unit avec le corps pour lequel, soit lui seul, soit lui et l'autre acide aussi, ont également le moins d'affinité, et qui est ici l'ammoniaque; de sorte qu'il résulte delà un mélange de sulfate potassique et de chlorure ammonique. A peine est-il nécessaire d'ajouter qu'un pareil échange n'aurait pas lieu si les parties constituantes des deux sels étaient déja combinées ensemble, avant le mélange, de manière à produire ce dernier rapport.

Cette autre modification de l'affinité chimique a reçu le nom d'*affinité composée* ou *double*.

En voici encore un exemple. Lorsqu'on met de la limaille de fer dans de l'eau, il ne s'opère aucun changement, parce que l'affinité du fer pour l'un des principes constituans de l'eau, l'oxigène, n'est point assez forte pour vaincre celle que ces mêmes principes constituans, l'oxigène et l'hydrogène, ont l'un pour l'autre. Mais si l'on ajoute de l'acide sulfurique, le jeu des affinités change. L'acide sulfurique a beaucoup d'affinité pour le fer combiné avec l'oxigène (oxide de fer), et cette affinité, jointe à l'affinité primitive du métal pour l'oxigène, triomphe alors de celle du second principe constituant de l'eau, l'hydrogène, que le fer seul n'avait

Digitized by Google

pu vaincre auparavant; ce qui fait que l'hydrogène est mis à nu, et qu'il se dégage sous la forme de gaz.

On a donné à cette modification le nom peu convenable d'*affinité prédisposante*.

DE LA DIVISION DES CORPS.

Les corps existans sur notre globe sont divisés en *simples* et *composés*.

1° On appelle *simples* ceux à l'égard desquels nous croyons avoir la certitude qu'ils ne sont point composés, et que nous rencontrons de tous côtés jouant le rôle de parties constituantes du reste de la nature.

Autrefois on les nommait *élémens*, et l'on admettait que tous les corps sont composés de quatre substances simples ou élémentaires, savoir : la terre, le feu, l'air et l'eau. Aujourd'hui nous savons que la plupart de ces prétendus élémens sont composés, et que, par conséquent, les idées des anciens étaient erronées.

2° Les corps *composés* sont ceux qu'avec le secours de la chimie on peut réduire à des parties constituantes plus simples. Ainsi, par exemple, on dit que le cinabre est un corps composé, parce que nous parvenons à le convertir en soufre et en mercure; et nous considérons ces deux derniers corps comme simples, parce qu'il nous est impossible d'en extraire aucun principe constituant plus simple qu'eux.

Dans la série des corps simples, se trouvent un certain nombre de substances auxquelles manquent plusieurs qualités principales des autres corps. C'est pour cette raison qu'on les range avec doute parmi les substances matérielles proprement dites, et que plusieurs personnes les considèrent comme de simples qualités des corps dans lesquels on les rencontre en certaines circonstances.

La principale différence entre ces corps et les autres consiste en ce qu'ils sont *impondérables*, c'est-à-dire dénués de pesanteur, et n'occupent point par eux-mêmes d'espace appréciable.

Digitized by Google

On en compte quatre : la *lumière*, la *chaleur*, l'*électricité* et le *magnétisme*. Tant de particularités leur appartiennent en commun, qu'on est fondé à conjecturer que l'un ou l'autre d'entre eux est un composé des autres, ou qu'ils résultent de substances simples, servant également de bases à tous, et qui nous sont inconnues.

DES SUBSTANCES SIMPLES IMPONDÉRABLES.

DE LA LUMIÈRE ET DE LA CHALEUR.

Le globe terrestre serait obscur et froid s'il n'était éclairé et chauffé par le soleil.

Le soleil est un gros corps lumineux, situé au centre de notre système planétaire, d'où émanent continuellement et avec une grande rapidité de la lumière et de la chaleur, qui constituent ce qu'on appelle les *rayons solaires*. La nature de cet astre ne nous est point connue.

En n'ayant égard qu'à la propriété dont il jouit d'éclairer et d'échauffer, on pourrait le comparer à un globe de fer rougi jusqu'au blanc et sortant de la forge; cependant la comparaison ne serait pas juste, parce que le fer incandescent ne tarde point à perdre cette propriété, tandis qu'elle persiste dans le soleil, sans y éprouver de diminution. On a prétendu, dans ces derniers temps, que la source des rayons solaires était une sorte d'atmosphère enveloppant le corps, d'ailleurs opaque, de l'astre, et l'on a été conduit à cette idée par celle qu'on s'est faite des taches du soleil, en les considérant comme des ouvertures pratiquées dans l'atmosphère lumineuse, et à travers lesquelles on aperçoit le noyau opaque. Mais ce n'est là qu'une simple conjecture.

Les rayons solaires émanent de l'astre avec une telle rapidité, qu'ils n'emploient que huit minutes et demie à parcourir l'espace immense qui sépare la terre du soleil. Ils marchent continuellement en ligne droite, et se dilatent en même temps, de manière que leur densité diminue en raison directe du carré de leur éloignement du soleil;

Digitized by Google

c'est-à-dire que si la terre était à une distance de cet astre double de celle qui l'en sépare, il faudrait quatre soleils pour l'éclairer et l'échauffer autant qu'elle l'est aujourd'hui; que si la distance était triple, il faudrait neuf soleils; qu'il en faudrait seize, si elle était quadruple, etc.

Lorsque les rayons solaires tombent sur un corps, celui-ci devient visible en les réfléchissant de sa surface, suivant des lois que la physique enseigne.

Divers corps ont la propriété de se laisser traverser par les rayons solaires sans leur faire subir d'altération. On les appelle *conducteurs de la lumière*, et, dans le langage commun, on dit qu'ils sont *transparens* ou *diaphanes*.

Mais en pénétrant dans l'intérieur des corps transparens, les rayons solaires se dévient de la ligne droite, et subissent une inflexion qui varie suivant les différences que les corps présentent sous le rapport de leur densité, de leur combustibilité ou de l'état de leur surface.

Si les rayons passent d'un milieu moins dense dans un autre qui le soit davantage, par exemple de l'air dans l'eau, ils se rapprochent de la perpendiculaire au point d'immersion. L'inverse a lieu lorsqu'ils passent d'un milieu plus dense dans un autre qui l'est moins. C'est sur cette propriété que se fonde une expérience bien connue, qui consiste à mettre une pièce de monnaie dans un plat, et à s'éloigner assez de celui-ci pour que son rebord la dérobe à la vue; elle redevient visible aussitôt qu'on remplit le plat d'eau.

Quant aux modifications que la nature des corps apporte à la réfraction des rayons solaires, les combustibles sont, en général, ceux qui possèdent cette propriété au degré le plus éminent. Voilà pourquoi le diamant, le naphte, le gaz hydrogène, etc. réfractent les rayons solaires avec beaucoup plus de force qu'ils ne le feraient si ce résultat tenait uniquement à leur densité.

Enfin, l'on peut, en changeant la surface des corps, modifier la réfraction des rayons solaires, tant à leur immersion qu'à leur émergence. C'est là-dessus que re-

Digitized by Google

pose l'art de construire les lunettes, les miroirs ardens, etc., ou la *dioptrique*.

Les lois de la réfraction de la lumière sont purement mathématiques, et rentrent dans le domaine de la physique; mais les effets qui en résultent sont aussi un objet du ressort de la chimie.

DE LA DÉCOMPOSITION DES RAYONS SOLAIRES.

Quand on fait pénétrer les rayons solaires, par un petit trou, dans une chambre parfaitement obscure, et qu'on les reçoit sur un prisme de verre ou sur un verre taillé angulairement, derrière lequel se trouve un papier blanc tendu à une certaine distance, on obtient une figure allongée, arrondie aux deux extrémités, et composée de sept couleurs des plus belles, qui se fondent les unes dans les autres par des nuances insensibles. Cette image porte le nom de *spectre solaire* (*spectrum prismaticum*). Elle tombe sur le papier un peu au-dessous de la ligne droite qu'auraient décrite les rayons solaires abandonnés à eux-mêmes, parce que ceux-ci ont éprouvé une réfraction en traversant le verre. Si l'on dirige un des angles du prisme en haut, le spectre offre successivement, de haut en bas, le *rouge*, l'*orangé*, le *jaune*, le *verd*, le *bleu*, l'*indigo* et le *violet*.

Frauenhofer a remarqué, dans le spectre solaire, quelques lignes obscures, qui se retrouvent constamment dans la même espèce de lumière, et dont je ne dirais rien ici, leur histoire étant, à proprement parler, du ressort de la physique, si elles n'étaient sujettes à varier suivant les sources d'où la lumière émane. Ainsi, par exemple, dans le spectre fourni par les rayons du soleil, de la lune et des planètes, le jaune a une double ligne noire, tandis qu'au même endroit, dans celui qui provient de la lumière du feu, on aperçoit une double ligne plus claire (1).

(1) Frauenhofer ayant examiné comparativement ce phénomène dans les spectres produits par les rayons de diverses étoiles fixes, a trouvé que celui de Sirius et de Castor n'offre pas

Digitized by Google

Si l'on dispose une table de manière à ce que le spectre se déploie en entier et d'une manière bien distincte à sa surface, qu'on place un thermomètre dans chacune des sept couleurs principales, et qu'enfin on établisse deux autres thermomètres hors du spectre, près des extrémités arrondies de l'image, on remarque les phénomènes suivans. Les thermomètres placés tant dans le rayon violet qu'à côté de lui, en dehors du spectre, ne s'échauffent pas; celui qui plonge dans le rayon bleu monte un peu, et celui qui reçoit le rayon verd, davantage encore; l'échauffement va toujours en augmentant dans l'orangé et le rouge, jusqu'à ce qu'enfin, hors de l'image, à une certaine distance de son extrémité rouge, la température s'élève plus que partout ailleurs, de manière cependant que la plus grande chaleur se développe à une faible distance de l'extrémité rouge du spectre.

Ce phénomène prouve manifestement que les rayons solaires, dans leur passage à travers le prisme, se partagent en *rayons lumineux colorés* et en *rayons lumineux calorifiques*. Il démontre en outre que ces deux sortes de rayons ne se réfractent pas de la même manière. C'est cette dernière circonstance qui les empêche de correspondre au même point, et qui leur fait produire deux spectres différens, dont le calorifique est le plus allongé. Les plus denses d'entre les rayons calorifiques, étant ceux qui éprouvent le moins de réfraction, tombent un peu en dehors des rouges; et les rayons colorés qui subissent la plus grande réfraction, tombent au même endroit que les rayons calorifiques les moins concentrés. Ainsi, par exemple, AB (pl. 1, fig. 1) représentent l'i-

---

de lignes noires dans le jaune, mais qu'il y en a une dans le verd et deux dans le bleu. Pollux, au contraire, produit le même effet que la lumière solaire. Il ne serait pas impossible que ces observations qui, au premier abord, promettent si peu, nous conduisissent un jour à d'importantes conclusions sur le mode de développement de la lumière dans les corps célestes lumineux par eux-mêmes.

Digitized by Google

mage des rayons colorés, qui, en raison de la réfraction moins considérable qu'éprouvent ces rayons, est la plus courte des deux; le spectre des rayons calorifiques s'étend à peu près depuis A jusqu'à D, de sorte que les plus denses d'entre ces derniers correspondent au point D, et que leur densité va toujours en décroissant jusqu'au point A.

La décomposition de la lumière solaire en rayons lumineux et rayons calorifiques a été découverte par Herschel. Cependant Rochon avait déja observé, quelques années auparavant, que les rayons diversement colorés n'ont pas tous la faculté d'échauffer au même degré. Les expériences de Herschel ont été répétées depuis par d'autres physiciens, qui les ont trouvées exactes. Mais on a reconnu que la matière dont le prisme est formé influe sur les résultats. Ainsi, d'après Seebeck, le point le plus chaud tombe hors du rayon rouge quand le prisme est de flint-glass anglais, et dans le rayon rouge lui-même, lorsque cet instrument est de crown-glass ou de verre blanc ordinaire; tandis que, si l'on substitue au prisme plein un prisme composé de plaques de verre et rempli d'alcool, d'eau, d'essence de térébenthine, c'est dans le rayon jaune que se fait sentir la plus forte chaleur.

Il arrive quelquefois aux rayons solaires de subir encore un autre genre de décomposition dans le prisme. Scheele a découvert, en effet, que si, après avoir enduit un papier de chlorure argentique (corps d'un blanc de neige, qui a la propriété de noircir par l'action du soleil), on fait tomber dessus le spectre solaire à travers un prisme, ce papier ne change point de teinte dans le rayon rouge, tandis qu'il noircit beaucoup à l'extrémité externe du rayon violet. Cette expérience a été répétée depuis, avec le plus grand soin, par Ritter, Wollaston, Beckmann, Seebeck et Bérard. Tous s'accordent à dire que, comme l'extrémité rouge est la plus chaude, de même l'extrémité violette est celle qui possède au plus haut degré la propriété de noircir le chlorure argenti-

Digitized by Google

que. Bérard a trouvé qu'une moitié des rayons du spectre, à partir de l'extrémité rouge, se réunit, quand on la reçoit sur un verre biconvexe, en un foyer incolore excessivement brillant, qui n'exerce pas la moindre action sur le chlorure argentique; tandis que le foyer moins éclatant produit par la réunion de l'autre moitié à partir du rayon violet, noircit complètement ce corps dans l'espace de quelques minutes. Seebeck a reconnu que le chlorure argentique prend une teinte rosée pâle lorsqu'on le laisse pendant long-temps exposé à l'action du rayon rouge, et que quand le prisme est fait de flint-glass, le point où ce même chlorure rougit le plus correspond immédiatement au dehors du rayon rouge, là où tombe la plus forte chaleur. Le chlorure argentique éprouve le même changement dans sa couleur lorsqu'on le chauffe jusqu'à un certain degré, et qu'on le tient pendant quelque temps à cette température dans un endroit obscur.

Les rayons solaires qui traversent un verre de couleur produisent des effets semblables à ceux que font naître les rayons pareillement colorés du spectre. Ainsi le chlorure argentique acquiert une teinte noire derrière un verre bleu ou violet, et ne noircit point derrière un verre rouge ou orangé. Au contraire, il devient rouge derrière un verre rouge, et beaucoup plus promptement même que dans le spectre solaire. Seebeck a fait en outre les observations suivantes sur la dissolution d'or, liqueur de laquelle la lumière sépare l'or à l'état métallique; en trempant du papier dans la dissolution neutre et médiocrement concentrée, faisant de ce papier, lorsqu'il est sec, deux parts dont on conserve l'une dans l'obscurité, tandis qu'on soumet l'autre pendant quelques instans à l'influence de la lumière solaire, avec la précaution toutefois de l'y soustraire avant qu'aucune action apparente ait été exercée, et plaçant ensuite cette seconde portion de papier dans un endroit obscur, elle y subit peu à peu, par la réduction de l'or, le même changement de couleur qu'elle aurait éprouvé en demeurant toujours

Digitized by Google

exposée à la lumière du jour; l'autre portion, au contraire, ne s'altère pas le moins du monde.

On a cru remarquer aussi que les deux extrémités du spectre solaire déterminaient des effets chimiques opposés, c'est-à-dire que le côté violet opérait ou favorisait la réduction, tandis que le rouge facilitait l'oxidation. D'après cela, on a voulu trouver une analogie parfaite, quant aux effets, entre la lumière décomposée et les deux électricités séparées l'une de l'autre. Ritter prétendait avoir observé que le chlorure argentique noirci s'oxide et devient blanc sous l'influence des rayons rouges, ce qui contredit cependant le témoignage de tous les autres expérimentateurs. Au contraire, Wollaston a reconnu que la résine de gayac verdit dans le rayon violet, en absorbant du gaz oxigène, et Bérard a observé qu'un mélange de gaz hydrogène et de gaz chlore s'enflamme quand on l'expose aux rayons violets, effet qu'aucune autre portion du spectre ne produit. Seebeck a fait voir que le phénomène a lieu aussi derrière un verre violet, mais qu'il ne se manifeste point derrière un verre rouge ou jaune. D'un autre côté, Wollaston est parvenu à constater qu'il y a véritablement opposition entre les deux extrémités du spectre, sous le rapport de l'action chimique; après avoir fait verdir, en l'exposant aux rayons concentrés de l'extrémité violette, du papier coloré en jaune par la teinture de gayac, il lui rendit sa nuance primitive, en le reportant au milieu des rayons concentrés de l'extrémité rouge. Mais, plus tard, il reconnut que la teinte verte repasse au jaune par le seul fait de l'application de la chaleur au papier, de manière qu'on peut considérer le rétablissement de la couleur primitive, à l'extrémité rouge, comme un simple effet des rayons calorifiques; d'autant plus surtout qu'on sait que plusieurs couleurs végétales pâlissent tout aussi bien sous l'influence d'une chaleur sèche de + 100 à + 120 degrés, que sous celle de la lumière du soleil.

On sait, d'un autre côté, que plusieurs corps, par

Digitized by Google

exemple le sulfure barytique, le sulfure strontianique, le sulfure calcique, certains diamans, diverses variétés de spath fluor et autres semblables, sont lumineux pendant quelque temps dans l'obscurité, lorsqu'on les a laissé quelques instans exposés à la lumière du soleil. Wilson et Ritter se sont assurés que ce phénomène est produit principalement par l'extrémité violette du spectre, et que les corps qui sont lumineux dans l'obscurité perdent instantanément cette propriété lorsqu'on les expose à l'action de l'extrémité rouge de l'image.

Ces faits divers attestent manifestement que les rayons qui tombent aux extrémités du spectre solaire ne sont point de même nature. Cependant, tout en convenant qu'on ne doit pas mettre de précipitation dans ses jugemens, surtout lorsqu'il s'agit d'objets généraux et d'une haute portée, on ne peut disconvenir que les particularités dont il vient d'être fait mention, n'autorisent point encore à admettre que l'opposition consiste en ce que l'oxidation s'opère à l'une des extrémités et la réduction à l'autre, quelque fondé qu'on puisse être d'ailleurs à croire que des investigations plus approfondies éleveront un jour cette conjecture au rang de vérité. Nous verrons dans la suite que les deux électricités, à l'égard desquelles on sait par expérience qu'il en est une qui favorise l'oxidation et l'autre la réduction, se manifestent sous la forme de lumière rayonnante et de chaleur, dès qu'elles viennent à se réunir et à disparaître comme électricités. Quelle imposante découverte ne serait-ce pas, si l'on parvenait à déduire de la lumière rayonnante les propriétés par lesquelles les électricités neutralisées se signalent!

Morichini prétend qu'une aiguille de boussole suspendue pendant une demi-heure au milieu des rayons violets, y acquiert la propriété magnétique. Cette expérience n'a pas été couronnée de succès entre les mains de tous ceux qui l'ont répétée. On a cru qu'elle ne réussissait que quand l'air était parfaitement serein; qu'elle échouait, au contraire, lorsque l'atmosphère était char-

Digitized by Google

gée de vapeurs et que le ciel avait une couleur pâle. L'assertion de Morichini a donc besoin encore d'être confirmée par de nouveaux témoignages, avant qu'on puisse l'admettre comme certaine.

Madame Sommerville assure avoir remarqué que des aiguilles à coudre, exposées au soleil sous un morceau de soie violette, deviennent magnétiques; mais le résultat des expériences faites à ce sujet par Seebeck, est qu'en nulle circonstance les rayons solaires ne développent le phénomène de la polarité dans l'acier qui ne jouit pas déja du magnétisme avant d'être soumis à leur influence: d'où ce célèbre physicien conclut que le fait énoncé par madame Sommerville repose sur une illusion.

Il résulte de tout ce qui précède que les rayons du soleil sont composés des substances qui produisent en nous la sensation de la lumière et celle de la chaleur.

DE LA LUMIÈRE.

Je n'examinerai point ici la question de savoir si, comme le pensait Newton, la lumière blanche est composée des sept couleurs principales, ou si ces couleurs proviennent de la réunion de la lumière avec des quantités différentes de calorique, ainsi qu'on l'a prétendu dans ces derniers temps.

Les couleurs des corps sont dues à la décomposition des rayons solaires, la surface de ces corps réfléchissant certains rayons, tandis qu'elle retient les autres. Ainsi on dit qu'un corps est bleu, lorsque sa surface renvoie les rayons bleus et absorbe tous les autres. Les combinaisons infiniment variées des rayons réfléchis donnent lieu aux innombrables nuances des couleurs des corps. Les objets noirs absorbent tous les rayons lumineux; les blancs, au contraire, renvoient tous ces rayons.

A chaque décomposition des rayons lumineux en couleurs, il se dégage une plus ou moins grande quantité de lumière et de chaleur, suivant que les rayons réfléchis admettent plus ou moins de calorique dans leur

Digitized by Google

composition. C'est ce qui fait qu'un corps noir s'échauffe au soleil, parce qu'il absorbe toute ou presque toute la lumière; d'où il suit que le calorique des rayons solaires devient libre en lui, et se communique aux objets voisins. Les corps qui viennent après, sous le rapport du degré auquel ils s'échauffent, sont les violets, les bleus, les verts, les jaunes et les rouges. Les corps blancs sont ceux de tous qui s'échauffent le moins, et les miroirs parfaitement polis, surtout ceux de métal, n'acquièrent point du tout de chaleur, parce qu'ils réfléchissent les rayons sans leur faire subir d'altération.

On peut refaire de la lumière blanche avec les sept rayons colorés, en les réunissant par le moyen d'un grand miroir ardent. Mais cette lumière blanche ne renaît qu'au foyer, et là même elle se trouve entourée d'un bord coloré, parce qu'il n'est point en notre pouvoir de réunir les rayons colorés d'une manière parfaite. Lorsqu'on taille un plateau de bois ou de carton en rond, qu'on le partage en sept compartimens ayant, celui pour la couleur rouge 45 degrés; celui pour l'orangé, 27; celui pour le jaune, 48; celui pour le verd, 60; celui pour l'indigo, 60; celui pour le bleu, 40; celui enfin pour le violet, 80, et qu'on peint ces compartimens de couleurs aussi vives que possible, le plateau paraît d'une blancheur parfaite, dès qu'on le fait tourner sur son axe avec une certaine rapidité.

La physique nous apprend que quand les rayons lumineux traversent un verre biconvexe, par exemple un verre ardent ordinaire, ils éprouvent, vers le centre de ce verre, une réfraction en vertu de laquelle ils prennent la forme d'un cône derrière lui, et, qu'à une certaine distance, qui varie suivant le plus ou moins de convexité du verre, ils se réunissent en un seul point, auquel on donne le nom de *foyer*. Si l'on place un corps opaque à cet endroit, les rayons solaires qui ont traversé toute la surface du verre, s'y concentrent en un point où ils déposent tout le calorique qu'ils auraient dispersé sur un espace de la largeur du verre ardent.

Digitized by Google

Delà résulte sur ce point une élévation de température, qui, suivant la grandeur et la convexité du verre, peut varier depuis une faible chaleur rouge jusqu'à la plus forte chaleur qu'il nous soit donné de produire. Mais il importe de faire remarquer, à cet égard, que le foyer des rayons calorifiques ne coïncide pas parfaitement avec celui des rayons lumineux, et que les rayons calorifiques éprouvant une réfraction moins grande, leur foyer se trouve à une petite distance, à peine appréciable, derrière celui des rayons lumineux.

Wollaston a remarqué qu'en décomposant la lumière au moyen d'un prisme annulaire, composé d'un verre biconvexe garni de papier noir dans son milieu jusqu'à une certaine distance du bord, le foyer des rayons calorifiques est éloigné de celui des rayons lumineux d'un douzième environ de la distance à laquelle lui-même se trouve du verre.

Tant que les rayons lumineux traversent des corps conducteurs ou transparens, ils ne subissent pas de décomposition, et le corps qui les laisse passer n'acquiert point de chaleur. Mais moins les corps sont translucides et plus ils s'échauffent. Voilà pourquoi les rayons solaires déposent peu de chaleur dans l'air, qui est le meilleur conducteur connu de la lumière. Le verre, au contraire, même le plus limpide, est déja moins bon conducteur que l'air; ce qui fait qu'il décompose une petite partie des rayons du soleil, et qu'il s'échauffe un peu. Cette circonstance explique pourquoi un froid perpétuel règne dans les hautes régions de l'atmosphère; car les rayons solaires n'y trouvent pas de corps qui puissent extraire leur calorique. Par la même raison la chaleur est très-faible sur les montagnes, où ces mêmes rayons rencontrent une masse de matière si peu considérable que le calorique extrait d'eux par cette masse se trouve entraîné sur-le-champ par l'air environnant. Ajoutons encore que, dans les temps chauds, les rayons du soleil tombent obliquement sur les versans des montagnes, et que, par conséquent, ils sont moins denses.

Digitized by Google

Les corps opaques, qui absorbent toute la lumière, dégagent aussi tout le calorique. C'est pour cette raison qu'il fait plus chaud sur les continens qu'en pleine mer.

On a tiré parti de cette propriété des corps pour mesurer l'intensité ou la densité de la lumière. On prend deux thermomètres dont la marche soit sensiblement égale, et l'on noircit la boule de l'un; dans l'obscurité, ils marchent toux deux de concert; mais, pendant le jour, celui qui est noirci monte davantage que l'autre, et cela d'autant plus que la lumière qui tombe sur tous deux est plus forte. Cet instrument porte le nom de *photomètre*: il a été imaginé par Pictet. Leslie a trouvé, par son secours, que l'intensité de la lumière solaire est douze mille fois supérieure à celle de la lumière d'une bougie, en sorte qu'une portion du soleil de la grandeur de la flamme d'une bougie éclairerait autant que douze mille bougies réunies. On peut se servir aussi de cet instrument pour mesurer la transparence des corps. Ainsi Leslie a reconnu que sur 100 rayons lumineux, 80 traversent la battiste sèche, 93 la battiste mouillée, 49 le papier fin, 80 le papier huilé, etc.

D'après cela, les rayons du soleil ne sont point chauds par eux-mêmes; ils ne donnent de la chaleur que quand ils viennent à être décomposés et absorbés par des corps non conducteurs. C'est ce qui a fait croire pendant longtemps qu'ils échauffaient en imprimant du mouvement à un principe particulier de chaleur inhérent à la terre. Il résulte des expériences photométriques de Leslie que, sous la latitude d'Édimbourg, au temps du solstice d'été, la force échauffante des rayons du soleil, vers le coucher de cet astre, est de 90 degrés du thermomètre de Fahrenheit, ou de + 32 degrés du thermomètre centigrade, En hiver, au contraire, leur plus grande force échauffante est de 25 degrés du thermomètre de Fahrenheit, ou de + 3, 6 degrés du thermomètre centigrade. Ceux qui traversaient un ciel couvert de nuages peu épais, faisaient monter le thermomètre centigrade depuis 16 jusqu'à 20 degrés C. en été; tandis qu'en hiver ils

Digitized by Google

ne le faisaient monter que depuis 6 degrés jusqu'à 9 C.

Toute combustion produit des rayons semblables à ceux du soleil, mais infiniment moins denses, et unis par des liens beaucoup plus faibles au calorique qu'ils contiennent. On peut aisément se convaincre de la faculté échauffante de ces rayons en se plaçant, durant l'hiver et dans une chambre froide, devant un feu de cheminée; la chaleur se fait sentir souvent à une assez grande distance du foyer, quoique l'air de la chambre ne soit point échauffé. Ce phénomène tient à ce que les rayons émanés du feu n'abandonnent pas immédiatement leur calorique à l'air, et ne le font que quand ils rencontrent un corps opaque. C'est là aussi ce qui fait que la glace se fond sur les vitres dès qu'elle est atteinte par les rayons du feu de la cheminée, quoique la chambre elle-même continue à être assez froide pour que de l'eau placée à l'ombre puisse encore se congeler entre l'âtre et la croisée.

Les rayons de la lumière du feu sont, comme ceux du soleil, susceptibles d'être réfractés, condensés et décomposés; mais ils contiennent une quantité beaucoup moins considérable de calorique, qu'ils laissent aussi échapper avec une bien plus grande facilité. C'est pourquoi, lorsqu'on essaie de les condenser par le moyen d'un verre ardent, celui-ci s'échauffe, et les rayons lumineux sont presque les seuls qui le traversent. Une circonstance particulière ici, c'est que les rayons calorifiques du feu passent avec infiniment moins de perte à travers un verre ardent assez foncé en couleur pour être opaque; de manière qu'on pourrait dire que là où les rayons lumineux passent, les rayons calorifiques sont arrêtés, *et vice versâ*. Les choses se passent de même avec des miroirs ardens en verre; mais quand on emploie de bons miroirs ardens en métal on peut condenser les rayons du feu et, suivant leur degré d'intensité, échauffer ou même enflammer des corps placés à leur foyer. Par conséquent, les rayons du feu ne sont pas tout-à-fait si composés que ceux du soleil, quoique, de même que ceux-ci, ils puissent se réduire, en tra-

Digitized by Google

versant le prisme, à un spectre des sept couleurs principales, lequel toutefois, comme il a déjà été dit précédemment, n'offre pas les lignes obscures qu'on aperçoit dans l'image produite par la lumière solaire.

On ne sait point encore d'une manière certaine si la présence du calorique est nécessaire ou non pour constituer un rayon lumineux. Mais qu'un rayon lumineux puisse perdre une grande partie de son calorique, sans pour cela cesser d'être, c'est ce que nous voyons, non-seulement dans les rayons du feu qui traversent un verre ardent, mais encore dans la lumière de la lune, due aux rayons solaires réfléchis par ce satellite, qui ont laissé leur chaleur et une grande partie de leur lumière sur la surface absorbante de l'astre, et qui ont totalement perdu par-là leur propriété échauffante.

Beaucoup de corps répandent, même sans brûler, une lumière faible, mais qui, bien que visible, ne suffit pas pour éclairer. Tels sont, par exemple, certains animaux vivans, les matières animales et végétales en putréfaction, plusieurs sortes de pierres, lorsqu'on les échauffe doucement, qu'on en choque ou frotte deux morceaux l'un contre l'autre, le sucre quand on le casse, etc. Divers sels, en cristallisant, produisent, au milieu du liquide, des lueurs scintillantes qui se succèdent parfois avec vitesse : on distingue dans le nombre le sulfate potassique et le fluorure sodique. Le gaz oxigène et les gaz qui en contiennent deviennent lumineux pour un instant, lorsqu'on les comprime avec force et rapidité. Nous ne savons pas d'où la lumière provient alors, de même que nous ignorons si, dans la plupart de ces circonstances, elle contient du calorique.

Les rayons lumineux influent diversement sur la composition de plusieurs corps. Ceux du soleil agissent avec plus de force que tous les autres; ce qui tient à leur densité infiniment plus considérable. Ils ont pour effet ordinaire de ramener divers corps oxidés ou brûlés à leur état primitif de corps combustibles, en dégageant

Digitized by Google

l'oxigène sous la forme de gaz. Ainsi, par exemple, ils colorent l'acide nitrique pur et concentré en jaune ou en rouge, tandis qu'une partie de l'oxigène de cet acide se dégage sous forme gazeuse. En agissant sur certaines dissolutions d'or, tantôt ils précipitent l'or sous forme métallique, et tantôt ils font prendre une teinte purpurine à la liqueur. Parmi les sels d'argent, les uns sont réduits par eux à l'état métallique, et les autres noircis; cette propriété est surtout prononcée dans le chlorure argentique.

La lumière pâlit et détruit la plupart des couleurs végétales. Tous les jours nous voyons celle du soleil affaiblir les teintes de nos étoffes, et détruire la plupart de leurs couleurs. La teinture verte préparée avec l'esprit de vin et les feuilles de cerisier et de tilleul, fournit, quand on l'expose au soleil, un exemple remarquable de ce phénomène, à raison de la rapidité avec laquelle on la voit changer; en vingt minutes elle perd sa couleur, qui, dans un endroit obscur, persiste pendant long-temps sans éprouver d'altération. Rumford présumait déjà que ces effets devaient tenir principalement à la faculté calorifique des rayons. Gay-Lussac et Thénard ont démontré, par des expériences, que les couleurs qui resistent long-temps au soleil peuvent pâlir en quelques minutes quand on les expose à une température qui surpasse celle de l'eau bouillante, sans toutefois être assez forte pour brûler l'étoffe.

La plupart des plantes qui végètent dans l'obscurité y deviennent grêles, molles, décolorées; elles ne reprennent leur couleur verte et n'acquièrent de la consistance que quand elles viennent à ressentir l'influence des rayons du soleil. Les végétaux que nous élevons dans nos appartemens s'inclinent du côté de la croisée; ceux qui croissent en plein air se dirigent toujours vers la verticale, et lorsqu'on les couche sur le sol, ils décrivent un coude afin de se redresser, parce que c'est de haut en bas qu'ils reçoivent le mieux les rayons lumineux. Les animaux ne peuvent pas non plus se bien

Digitized by Google

porter sans lumière; c'est ce que témoignent assez les nombreux exemples de ceux qu'on a tenu renfermés pendant long-temps dans des endroits obscurs. Le contraire a lieu pour les semences et les embryons, qui, durant leur developpement, sont entourés de corps opaques.

Pour que ces changemens, dus à l'influence des rayons solaires, dépendissent du développement de la chaleur, il faudrait qu'à chaque instant celle-ci fût si exactement absorbée par les corps environnans, que la température à laquelle l'action chimique s'opère demeurât insensible au thermomètre.

Il ne nous est pas possible de dire ce qu'est, à proprement parler, la lumière, si elle constitue une substance particulière, ou si elle résulte de la réunion des rayons chimiques qui viennent d'être décrits avec le calorique. Quand elle est absorbée par des corps opaques, surtout par des objets de couleur foncée, elle disparaît en totalité, et cependant nous ne voyons pas que ces corps augmentent de poids, même après avoir absorbé de la lumière pendant des années entières, ni que le soleil diminue par l'exercice continuel de sa faculté d'éclairer. Cette disparition totale de la lumière absorbée a fait croire pendant quelque temps que la lumière était due au mouvement d'une matière subtile, appelée *éther*, qu'on supposait remplir l'espace incommensurable de l'univers, et dont on s'imaginait que le mouvement était entretenu par le soleil.

Deux théories sur la nature de la lumière se sont partagé les opinions des physiciens.

Newton a fait voir que la manière la plus simple d'expliquer les phénomènes consiste à admettre que la lumière est une substance dont les molécules, infiniment déliées, se meuvent en ligne droite avec une rapidité extrême; que la distance entre ces molécules peut être très-considérable, par exemple, supérieure même à un demi-diamètre de la terre, sans que pour cela nos sens aperçoivent la moindre interruption dans la série

Digitized by Google

qu'elles produisent; que, par conséquent, les rayons peuvent se croiser dans toutes les directions, sans se gêner dans leurs mouvemens.

On suppose donc, dans cette hypothèse, qu'une substance réelle s'échappe des corps lumineux, et, quand on en fait l'application au soleil, que cette substance se détache continuellement de l'astre. C'est pour cela qu'on l'appelle le *système de l'émission*.

On a objecté contre cette théorie que, si elle était vraie, le soleil devrait perdre continuellement de sa masse, et que, comme nous n'apercevons pas la moindre diminution dans cet astre, elle est dénuée de tout fondement. Mais, quoiqu'il soit très-possible que la masse du soleil diminue, par le fait de la lumière que répand cet astre, sans que la perte soit sensible pour nous à cause de la brièveté du temps dans lequel roule le cercle de nos observations, d'autres circonstances semblent néanmoins se réunir pour rendre peu vraisemblable cette diminution tant redoutée. Nous avons vu que la masse des corps dans lesquels disparaissent les rayons solaires qui tombent sur eux, n'éprouve pas d'augmentation, et que, par conséquent, ces rayons, quoi qu'il puisse advenir d'eux après leur disparition, n'y restent pas; nous verrons aussi, dans la suite, que la chaleur qui devient sensible quand la lumière disparaît, soit d'ailleurs qu'elle provienne de la rupture de la combinaison dans laquelle elle était engagée avec cette dernière, soit qu'elle résulte d'une transmutation des rayons disparus, ne reste pas non plus sur la terre. On pourrait donc admettre, d'après cela, qu'elle retourne au soleil sous une autre forme que sous celle de lumière rayonnante.

Cependant on serait fondé à objecter, contre cette nouvelle hypothèse, que la quantité des rayons solaires qui tombent sur les planètes roulantes autour de l'astre du jour, est infiniment petite, en proportion de celle des mêmes rayons qui jaillissent continuellement au milieu de l'univers, sans jamais rencontrer, dans les li-

Digitized by Google

mites de notre système planétaire, aucun corps susceptible d'arrêter leur marche, et de les renvoyer à leur source. Mais notre destinée est de rencontrer des choses incompréhensibles aussitôt que nous cherchons à tout concevoir.

Euler, ne croyant pas possible d'admettre l'hypothèse d'une substance qui se détache du soleil, imagina, pour expliquer les phénomènes de la lumière, une autre théorie, au moyen de laquelle il démontrait mathématiquement l'analogie de cette dernière avec le son, et n'avait pas besoin de recourir à l'émission. Suivant lui, l'univers est rempli d'une matière infiniment subtile, qui pénètre partout, et que nos sens ne peuvent apercevoir aussi long-temps qu'elle demeure en repos. Il donnait le nom d'*éther* à cette matière. Un corps lumineux la fait entrer dans un mouvement d'ondulation semblable à celui que l'air éprouve quand il produit le son. Partant de ces suppositions, Euler fit voir que tous les phénomènes de la réfraction de la lumière s'expliquent par la réfraction des oscillations, et il a établi là-dessus une théorie fort ingénieuse, qui a reçu le nom de *théorie de l'ondulation.*

Cette théorie suffit partout où il ne s'agit que de phénomènes purement mécaniques. On la trouve déja moins satisfaisante quand il est question d'expliquer la décomposition de la lumière par le prisme, quoique son illustre auteur ait eu le talent de la rendre séduisante même sous ce rapport; mais lorsqu'on arrive aux effets chimiques de la lumière, elle se montre plus insuffisante encore, et l'on reconnaît clairement qu'il y a, dans ces phénomènes, quelque chose qui n'est pas purement et simplement mécanique. On peut en dire autant de quelques autres particularités qui ont été découvertes ou mieux observées par les modernes : telles sont celles que la réfraction de la lumière offre, par exemple, dans le spath calcaire, l'albâtre, le mica, etc., et qu'on désigne sous le nom de *polarisation.* Ces derniers phénomènes appartiennent trop évidemment à la physique

Digitized by Google

mathématique, pour qu'on puisse en faire entrer l'exposition dans un traité de chimie; mais, si je ne me trompe, il est impossible d'en donner une explication complète ni par l'une ni par l'autre théorie.

Qu'il me soit permis de saisir cette occasion pour fixer l'attention du lecteur sur une circonstance qui se représente fréquemment dans l'étude de la physique, c'est-à-dire sur la manière souvent très-différente dont on y explique un seul et même phénomène. Nous devons bien nous persuader, dès nos premiers pas dans cette science, qu'il est impossible de tout expliquer, et que, par conséquent, nos efforts sont infructueux dans un grand nombre de cas. Deux génies extraordinaires envisagent un même phénomène sous deux points de vue différens. Les théories qu'ils construisent ne peuvent naturellement point être exactes toutes deux. Il n'est pas rare que des physiciens d'un esprit peu profond en regardent une comme étant l'expression de la vérité même; les jeunes gens sont plus enclins à cela que les hommes qui, ayant déjà vu souvent l'expérience renverser leurs idées favorites, sont devenus par cela même plus défians. Mais il n'est pas toujours nécessaire que, de deux théories contradictoires, l'une soit exacte et l'autre fausse; car le véritable état des choses peut nous être encore inconnu, et il peut même arriver que cet état ne nous soit jamais révélé. Il faut donc peser les probabilités en faveur des deux théories, sans pour cela considérer ni l'une ni l'autre comme l'expression de la vérité, c'est-à-dire sans y ajouter foi pleine et entière avant d'avoir des preuves suffisantes qu'elle seule est exacte, et que, par conséquent, toutes les autres sont fausses.

Si nous appliquons ce principe au cas présent, nous voyons qu'il n'est pas possible de déterminer laquelle des deux théories, celles de Newton et d'Euler, est plus vraisemblable que l'autre. Nous n'en pouvons donc regarder aucune comme parfaitement exacte.

Newton admettait que la lumière est une substance

Digitized by Google

dont les molécules se meuvent avec une grande rapidité. Son hypothèse explique bien les phénomènes; mais elle a contre elle la difficulté d'une diminution improbable de la masse du soleil, sans laquelle on ne saurait concevoir d'émission. Cette difficulté n'entraîne cependant pas l'impossibilité que les choses soient réellement ainsi. Mais Young a reconnu dernièrement que, dans certaines circonstances, un rayon lumineux peut être détruit par un autre rayon lumineux, au point que de là il résulte de l'ombre ou de l'obscurité. Or, ce phénomène est absolument incompatible avec le système de l'émission; tandis que, dans celui de l'ondulation, il s'explique très-bien en disant que quand, de deux ondes, l'une se trouve arrêtée à la moitié de son amplitude, sa base se confond avec le sommet de l'autre, et qu'elles se détruisent réciproquement. Euler supposait une matière subtile, nommée *éther*, en faveur de laquelle nul autre motif ne parle, sinon qu'on a besoin d'elle pour expliquer les phénomènes. En effet, cette matière ne tombe pas sous les sens; elle remplit l'espace, elle n'a point de pesanteur, c'est-à-dire qu'elle n'est attirée, ni par le soleil, ni par la terre, et ses oscillations produisent sur nos sens l'impression que nous appelons lumière. Mais nous ne comprenons pas comment le mouvement qui engendre la lumière, une fois excité dans l'éther, peut s'arrêter sans le concours d'une force contraire, qui le neutralise. Cependant nous voyons qu'il peut cesser instantanément sans que les corps opaques projettent des ombres, lesquelles dépendent de ce que l'éther, situé derrière le corps qui porte une ombre, reste en repos. S'il n'y a qu'une seule force qui agisse en sens inverse de l'éther lumineux, et le ramène au repos, cette force doit agir comme celle qu'on appelle en physique *force d'inertie*, et l'éther doit par conséquent opposer de la résistance aux corps qui tendent à le pénétrer. Mais s'il en était ainsi, les planètes seraient arrêtées par lui dans leurs orbes, et la vitesse de leur mouvement diminuerait d'année en année; ce

Digitized by Google

qui n'est pas moins contraire à l'observation, et même à toute vraisemblance, que la diminution de la masse du soleil par le fait de l'émission de la lumière.

Si l'on ajoute encore qu'il se passe, dans la décomposition chimique, des phénomènes que les oscillations de l'éther n'expliquent point, nous sommes forcés de convenir que la théorie d'Euler paraît dénuée de vraisemblance, quoiqu'il ne suive point de là que nous puissions regarder celle de Newton comme exacte. Il ne nous reste donc qu'à avouer que nous avons besoin encore d'un très-grand nombre de découvertes, pour pouvoir nous figurer que nous savons quelque chose de certain touchant la nature de la lumière.

DU CALORIQUE.

Le calorique est le second principe constituant des rayons solaires. Il ne disparaît point à nos sens, comme la lumière, quand ces rayons viennent à être absorbés, mais devient appréciable par une sensation particulière qu'il excite en nous, et qu'on désigne sous le nom de *chaleur*.

La zône moyenne de la terre est constamment chaude, parce que sa situation à l'égard du soleil se trouve telle, qu'elle reçoit les rayons de cet astre perpendiculairement à sa surface. Mais, plus on approche des pôles, plus la terre se refroidit, parce que sa forme ronde fait que les rayons solaires ne tombent qu'obliquement sur ces deux régions. Il résulte de là que plus l'angle d'incidence des rayons sur la courbe décrite par la surface du globe s'éloigne d'un angle droit, moins est grande la quantité que cette surface en reçoit, proportion gardée, sous le rapport de l'étendue, et moins aussi le sol s'échauffe, de manière qu'enfin les rayons solaires ne faisant que passer devant les pôles eux-mêmes, ils n'y déposent point de chaleur. Cependant l'inclinaison de la terre sur son orbite fait que le soleil éclaire chaque pôle, durant six mois, dans une direction fort oblique, et que la zône sur laquelle les rayons de cet astre

Digitized by Google

tombent à plomb s'écarte de l'équateur alternativement un peu vers le nord et un peu vers le midi.

Ainsi la surface de la terre est froide par elle-même. Il n'y existe de calorique que là où la chaleur se sépare des rayons solaires, et cette chaleur persiste à une plus ou moins grande profondeur dans la masse du globe, suivant que la surface de celui-ci se trouve plus ou moins échauffée. Si le soleil cessait de luire, la terre se refroidirait très-promptement jusqu'à la température qui règne sous les pôles, peut être même au-delà, parce qu'elle ne recevrait plus de chaleur, et qu'en accomplissant sa révolution, elle perdrait sans cesse celle qu'elle aurait acquise auparavant, la chaleur n'ayant pas de pesanteur; ce qui fait qu'elle n'est ni attirée ni retenue par la masse de notre planète.

C'est de cette manière que la rotation du globe terrestre, présentant successivement les diverses parties de sa surface au soleil, explique la différence de température qui règne entre le jour et la nuit, entre l'été et l'hiver. La même cause aussi fait que les pôles de la terre sont une masse solide, et que l'eau qui constitue les lacs et les mers ne devient liquide qu'à une certaine distance de ces deux points, sur lesquels il ne tombe pas de rayons solaires assez denses pour y fondre la glace au moyen de leur calorique. Nous ignorons si la terre est plus chaude ou plus froide dans son intérieur qu'à sa surface : les expériences faites pour résoudre ce problème n'ont pas donné de résultats uniformes. En mesurant la chaleur de la mer dans des endroits profonds, on a trouvé qu'elle diminuait avec la profondeur; de sorte qu'à la plus grande qu'on ait encore atteinte, elle n'était plus que d'un ou deux degrés au-dessus de zéro. Mais l'eau froide étant plus pesante que la chaude, il doit s'opérer un mouvement qui précipite l'eau des régions froides vers le fond des bassins des contrées chaudes, dont l'eau chaude va gagner la surface de ceux des pays froids; d'où résultent des courans qui entretiennent l'eau du fond de la mer à une

Digitized by Google

basse température. Les mesures prises dans les mines, tant en Europe qu'en Amérique, ont appris, au contraire, que la chaleur augmente avec la profondeur, et qu'elle paraît croître d'un degré du thermomètre à chaque distance de 32 mètres (107,2 pieds); ce qui semble dénoter que la terre a une température fort élevée dans son intérieur, et qu'elle pourrait bien être déjà rouge à 36,000 pieds du sol. Cependant on a voulu attribuer l'élévation de la température des mines à des développemens accidentels de chaleur provenant des travaux qu'on y exécute, de sorte que ce point de doctrine ne paraît pas être parfaitement éclairci. Mais quand on réfléchit que les élémens des composés qui constituent la terre ne peuvent se combiner les uns avec les autres sans qu'il en résulte une élévation considérable de température, il devient vraisemblable que notre planète a été jadis beaucoup plus chaude à sa surface qu'elle ne l'est aujourd'hui, hypothèse à l'appui de laquelle la géologie fournit d'ailleurs des argumens presque invincibles, et qu'en se retirant de la surface avec le temps, la chaleur a fort bien pu rester profondément dans l'intérieur de la terre, d'où il ne lui est plus possible maintenant de se dégager qu'avec une extrême lenteur.

Un corps échauffé d'une manière quelconque laisse échapper peu à peu son calorique, et celui-ci l'abandonne, soit en rayonnant comme la lumière, soit en se communiquant aux corps voisins, qui s'échauffent par-là.

Le calorique, en cessant d'être lumineux, ne perd pas totalement la faculté de rayonner : aussi peut-on, à l'aide d'un miroir métallique concave, recueillir les rayons de chaleur qui s'échappent d'un corps échauffé, mais non rouge, c'est-à-dire non lumineux, et les concentrer au foyer, où le thermomètre, quand on l'y place, monte beaucoup plus haut qu'il ne fait dans le milieu environnant. Scheele est le premier qui ait enseigné à connaître la différence entre la lumière et la chaleur

Digitized by Google

rayonnantes, et qui ait démontré que l'une et l'autre obéissent aux mêmes lois dans leur réflexion. Longtemps auparavant déjà l'Académie del Cimento, en Italie, avait fait une expérience dont le but était de recevoir et condenser les rayons de froid d'un morceau de glace; mais cette expérience et les conséquences qui en découlent furent entièrement oubliées des physiciens, jusqu'à l'époque où Pictet répéta l'une et constata l'exactitude des autres. Comme nous avons de puissantes raisons pour penser que le froid n'est autre chose que l'absence de la chaleur, ceci paraît d'abord incompréhensible; mais, qu'après avoir pris deux miroirs métalliques concaves de dimensions égales, on les place à une distance l'un de l'autre qui ne soit pas trop considérable, par exemple, à six ou huit pieds; de telle sorte que les rayons qui partent du foyer de l'un se rassemblent au foyer de l'autre, ainsi que l'indiquent les lignes ponctuées dans la fig. 1, pl. II; si alors on suspend au foyer de l'un de ces miroirs, par exemple en A, un corps échauffé, mais pas assez pour être devenu lumineux, on remarque que la main tenue au foyer B du second miroir s'échauffe sensiblement, et qu'un thermomètre, placé au même endroit, y monte beaucoup. Qu'ensuite, on suspende un morceau de glace au point A, et au point B un thermomètre très-sensible, par exemple, un thermomètre à air, qui est le meilleur de tous pour cette expérience, on voit l'instrument descendre au-dessous de la température de l'air qui l'environne. L'abaissement devient plus prononcé encore lorsqu'on répand un peu de sel ammoniac pulvérisé sur la glace, que cette addition porte à se refroidir davantage, pour des raisons qu'on connaîtra plus tard. Si l'on retire le morceau de glace du foyer A, et qu'on le porte, par exemple, au point intermédiaire entre A et B, il a beau se trouver alors plus rapproché du thermomètre, celui-ci n'en commence pas moins à monter aussitôt que le glaçon n'occupe plus le point A.

De tout cela on pourrait être tenté de conclure qu'il

Digitized by Google

existe des rayons frigorifiques aussi bien que des rayons calorifiques. Mais il n'en est point ainsi, et voici comment les choses se passent, d'après l'explication que Prevost en a donnée le premier. L'idée d'une substance rayonnante entraîne nécessairement celle que cette substance continue à s'échapper tant qu'il en reste encore un peu, et sans nul égard à la quantité de la même substance qui peut sortir d'autres corps voisins. Quand, par exemple, deux lumières d'inégale clarté se trouvent à côté l'une de l'autre, la flamme la plus faible émet sa lumière tout aussi bien que la plus forte, et la flamme d'une bougie ou d'une lampe à esprit de vin qu'on expose au soleil ne cesse pas d'envoyer de la lumière, quoique l'on ne s'en aperçoive plus. La même chose doit avoir lieu à l'égard des corps chauds. Lorsque deux corps voisins, A et B, jettent autant de chaleur l'un que l'autre, ils conservent la même température, parce que chacun d'eux reçoit autant qu'il donne. Mais si A jette plus de chaleur que B, il reçoit moins qu'il ne laisse échapper, et se refroidit, tandis que B, recevant plus qu'il ne fournit, s'échauffe davantage. Or, comme les expériences ont démontré que le calorique non lumineux a la propriété de s'échapper sous la forme de rayons, il doit être vrai aussi qu'un corps, même lorsqu'il est entouré d'autres corps plus chauds que lui, dégage encore de la chaleur, mais qu'il en reçoit de ces derniers plus qu'il ne leur en abandonne, et que par conséquent il s'échauffe. Si donc on suspend un morceau de glace au foyer A, et un thermomètre à air au foyer B, on voit distinctement, par le secours de la figure, que la boule doit fournir, de son côté tourné vers le miroir, plus de rayons de chaleur qu'il ne lui en est envoyé, dans la direction opposée, par le morceau de glace; en sorte que le thermomètre doit descendre par le seul fait de la perte d'une partie de sa chaleur, que la glace ne lui rend point.

L'expérience se réduit donc, en dernière analyse, à mettre la boule du thermomètre dans un milieu dont,

Digitized by Google

au commencement de cette expérience, la température soit égale à celle de l'instrument, avec l'attention de l'y placer de manière qu'elle reçoive moins de rayons qu'elle n'en laisse échapper, et que, par sa propre émission, elle descende au-dessous de la température de l'air environnant. Les commençans ont quelquefois de la peine à concevoir cet effet. On y parvient en appelant les rayons lumineux à son secours, et se figurant qu'une boule noire a été placée au foyer de l'un des miroirs, tandis qu'on a mis à l'autre un morceau de papier blanc, sur lequel le foyer forme une tache noire, une ombre, sans qu'on puisse dire que l'obscurité est réfléchie par le miroir; au lieu que si l'on porte la vue sur le côté de la boule noire qui regarde le miroir, on s'aperçoit que la réflexion des rayons lumineux, par le papier tenu au foyer de l'autre miroir, l'éclaire vivement.

Un problème insoluble encore aujourd'hui se présente à l'occasion du calorique rayonnant. Il consiste à savoir si les rayons qui partent de corps diversement échauffés sont également chauds, mais d'inégale densité, c'est-à-dire en nombre différent, ou s'ils peuvent avoir une chaleur inégale. Est-il possible, en rassemblant au moyen d'un miroir ardent, pour les concentrer sur un plus petit espace, les rayons d'un corps dont la surface répand, par exemple, 100 degrés de chaleur, d'en tirer une chaleur supérieure à ces 100 degrés?

Leslie a démontré, par des expériences fort intéressantes, que les différences qu'on remarque entre les corps, à l'égard de leur surface, influent beaucoup sur la quantité de chaleur qu'ils peuvent répandre, et par conséquent aussi sur la durée du temps qui leur est nécessaire pour s'abaisser jusqu'à la température de l'air ambiant. Les surfaces planes et polies sont celles qui jettent le moins de chaleur; les surfaces raboteuses et sillonnées en donnent davantage; et les surfaces couvertes de suie et de vapeur de charbon sont celles qui

Digitized by Google

en renvoient le plus. Pour s'en convaincre, on n'a qu'à prendre un vase cubique de fer-blanc, polir un de ses côtés, couvrir le second d'une plaque de verre, dépolir le troisième avec du tripoli, ou l'enduire d'un peu de mercure, et salir le quatrième avec du noir de fumée, ou le noircir en l'exposant à la fumée du liége en combustion; qu'on remplisse ensuite ce vase avec de l'eau bouillante, et qu'on le suspende au foyer d'un verre concave, en face d'un autre verre semblable, dont le foyer est occupé par un thermomètre à air; que l'on tourne d'abord la face polie vers le miroir, et qu'on observe le thermomètre jusqu'à ce qu'il ne monte plus; si l'on tourne ensuite la face couverte de verre du côté du miroir, l'instrument monte encore; quand il est arrêté, si l'on met le côté mat du cube en regard avec le miroir, on voit aussitôt le thermomètre qui recommence à monter; enfin, si l'on tourne le côté noirci, l'instrument s'élève encore avec une rapidité surprenante. On voit d'après cela que le vase cubique se refroidit inégalement par ses quatre faces, au moyen de l'émission de sa chaleur.

Dans la plupart des cas, l'émission du calorique rayonnant contribue davantage au refroidissement des corps, que la perte de chaleur qui résulte de l'échauffement de l'air ambiant. Leslie a suspendu des corps chauds dans le vide, par conséquent dans un espace où leur refroidissement devait s'opérer surtout par rayonnement, et il a trouvé que ceux dont la surface était lisse s'y refroidissaient moitié plus lentement que dans l'air, et ceux dont la surface était enduite de noir de fumée avec un tiers plus de lenteur seulement; de manière qu'un corps laisse échapper, dans le premier cas, moitié seulement, et, dans le second, deux tiers en plus du calorique qu'il perd quand il se refroidit à l'air libre.

Lorsqu'un corps perd sa chaleur et la communique à d'autres situés dans son voisinage, il en est certains, parmi ces derniers, qui s'en emparent très-promptement, mais la laissent échapper avec tout autant de rapidité,

Digitized by Google

tandis que d'autres la reçoivent d'une manière lente, mais la retiennent aussi plus long-temps. On appelle les premiers *conducteurs de la chaleur*, vulgairement *froids*, et les autres *non-conducteurs* ou *chauds*. Les meilleurs conducteurs de la chaleur sont les métaux; les plus mauvais sont l'air, la laine, les poils, le bois, le charbon, etc.

On constate la diversité de la faculté conductrice en tenant, par exemple, une cuiller d'argent au-dessus de la flamme d'une bougie, où elle ne tarde pas à devenir assez chaude pour qu'on ne puisse plus la garder en main, tandis qu'un morceau de charbon ne s'échauffe pas du tout quoiqu'il soit rouge à l'autre extrémité. Une théière pleine d'eau bouillante brûle la main qui en saisit l'anse, lorsque celle-ci est d'argent, au lieu que, quand elle est de bois, on peut la tenir sans éprouver aucune incommodité. Si nous nous enveloppions le corps d'habits fabriqués avec du fil de métal, nous gelerions en hiver, parce que le calorique serait soutiré continuellement à notre corps, tandis que des habits faits avec des substances peu conductrices, telles que des étoffes de laine, le retiennent et empêchent l'air extérieur de nous refroidir.

Despretz a constaté, par des expériences exactes, que la faculté conductrice relative des corps solides suivans pour la chaleur, peut être exprimée par les nombres inscrits à la suite du nom de chacun d'eux :

Or	1000,0.
Argent	973,0.
Cuivre	898,0.
Platine	381,0.
Fer	374,3.
Zinc	363,0.
Étain	303,9.
Plomb	179,6.
Marbre	23,6.
Porcelaine	12,2.
Argile	11,4.

Digitized by Google

La chaleur se propage de deux manières dans les corps liquides : d'un côté parce qu'elle se transmet de molécule à molécule, et de l'autre parce que la portion échauffée de liquide se dilate, devient plus légère, gagne la partie supérieure, et fait ainsi place au liquide froid, qui s'échauffe à son tour dans le même endroit. Lorsque, par exemple, on verse dans un verre ordinaire de l'eau à laquelle on a mêlé du succin grossièrement pulvérisé ou toute autre poudre légère, et qu'on chauffe avec circonspection le fond du vase, en le plaçant au-dessus d'une bougie allumée, la poudre commence à s'élever du milieu du fond, et retombe sur les parois latérales du vase, à peu près comme il est représenté fig. 2, pl. I; de manière que les particules de l'eau passent toutes l'une après l'autre sur le fond du vase, comme dans un tourbillon continuel, et s'y échauffent. Si, au contraire, on couvre le verre avec une plaque de fer chaude ou tout autre objet analogue, et qu'on échauffe ainsi l'eau de haut en bas, il ne s'opère pas de circulation, comme dans le cas précédent, mais l'eau chaude, qui est plus légère, surnage toujours, et la masse du liquide, en vertu de sa faculté conductrice, s'échauffe peu à peu, quoiqu'avec beaucoup de lenteur, de haut en bas.

Si l'on remplit d'eau un vase cylindrique, qu'on y plonge un thermomètre de manière à ce que la boule de l'instrument soit tournée en haut et couverte à peine d'une ligne de liquide, qu'on verse ensuite un peu d'éther à la surface de celui-ci, et qu'on l'enflamme, on le voit brûler, à une ligne de distance de la boule du thermomètre, sans que l'instrument commence à monter, si ce n'est au bout d'un laps de temps assez long, quoique la surface du liquide soit en contact immédiat avec du feu.

Les liquides sont donc par eux-mêmes mauvais conducteurs de la chaleur, et ils ne la conduisent bien que quand on les chauffe de bas en haut, circonstance dans laquelle s'opère en eux un mouvement occasionné par le

Digitized by Google

changement de pesanteur spécifique. Cette propriété des liquides est cause qu'en construisant les vases dans lesquels on les fait bouillir, on doit avoir soin d'en rendre le fond très-large, afin d'agrandir autant que possible la surface du liquide qui entre en contact avec la chaleur. En garnissant l'intérieur des vases avec des lames minces ou des fils de métal, on accélère l'échauffement du liquide, parce que ces lames ou fils conduisent le calorique, du fond dans la masse, bien plus facilement que ne fait le liquide lui-même.

Le calorique est conduit par l'air de la même manière qu'il l'est par l'eau ou par d'autres fluides, savoir en faible quantité seulement par communication, et en grande partie par l'effet de la diminution que subit la pesanteur des molécules échauffées et du mouvement ascensionnel qui leur est imprimé. Delà résultent dans l'air des tourbillons semblables à ceux qui se forment dans l'eau. On peut s'en convaincre aisément dans une chambre qui vient d'être balayée et où voltige encore de la poussière; lorsque les rayons du soleil y rencontrent un corps obscur et l'échauffent, on aperçoit un courant continuel de poussière qui s'élève au-dessus de ce corps.

Le calorique a la propriété de diminuer l'affinité d'agrégation ou la cohésion de tous les corps auxquels il se communique. Son premier effet sur un corps solide consiste donc à l'étendre dans tous les sens. Ainsi, par exemple, une barre de fer de longueur donnée et qui remplit exactement un trou pratiqué pour la recevoir, non-seulement s'allonge lorsqu'on la chauffe, mais encore devient trop grosse pour pouvoir pénétrer dans ce trou. Lorsqu'elle est refroidie, elle a repris ses dimensions primitives. Si l'on remplit une vessie d'air à moitié, et qu'on la tienne au-dessus d'un brasier, l'air qu'elle contient se dilate peu à peu par la chaleur, et la distend jusqu'au point qu'elle finit par éclater bruyamment lorsque le volume de l'air s'est tellement accru qu'il n'y a plus de place pour lui dans la vessie.

Digitized by Google

La distension que la chaleur occasionne est égale en tous sens dans les corps liquides et aériformes; mais cette règle n'est pas sans exceptions pour les corps solides. Mitscherlich a fait voir qu'un changement de température modifie les angles des cristaux, ce qui prouve que leur volume change davantage dans un sens que dans l'autre. Cependant il y a une exception pour les cristaux appartenant à ce qu'on appelle des systèmes réguliers, tels que, par exemple, le cube, l'octaëdre, le rhombo-dodécaëdre. Si, dans les corps solides qui n'ont point une texture cristalline, la dilatation se fait uniformément en tous sens, cet effet tient à ce que leurs molécules sont elles-mêmes tournées les unes vers les autres, sans régularité, dans tous les sens.

Cette propriété qu'a le calorique de dilater les corps nous sert de moyen pour apprécier leur degré d'échauffement, et l'instrument qu'on emploie pour atteindre à ce but, porte le nom de *thermomètre*. Il se compose d'un tube de verre mince, soufflé en boule à l'une de ses extrémités, rempli jusqu'à une certaine hauteur d'un liquide quelconque, tel que mercure, alcool, huile de lin, etc., au-dessus duquel existe un vide dans son intérieur, et soudé à l'autre extrémité. On choisit le mercure de préférence, parce que sa dilatation est parfaitement régulière et proportionnelle aux degrés de chaleur, dans l'étendue de certaines limites, ce qui n'a pas lieu tout-à-fait pour les autres liquides. Mais quand on veut avoir des instrumens propres à indiquer des changemens peu considérables de température, c'est l'alcool qu'on prend, parce que la chaleur le dilate davantage. On l'emploie aussi dans la construction de ceux qui servent à mesurer des froids très-intenses, parce qu'il ne se congèle à aucun des degrés de froid que nous sommes parvenus jusqu'à ce jour à produire.

Quand le mercure s'échauffe dans la boule, il se dilate et monte dans le tube. Il doit donc s'élever dans celui-ci toutes les fois qu'on met le thermomètre en con-

Digitized by Google

tact avec un corps plus chaud que lui, et y descendre au contraire lorsque le corps dont on approche l'instrument est plus froid.

Le tube du thermomètre est marqué de degrés que l'on détermine en plongeant la boule d'abord dans de la neige fondante, et notant d'un zéro le point jusqu'où descend le mercure, puis dans de l'eau bouillante, et inscrivant le nombre 100 à l'endroit où le métal cesse de monter. L'espace compris entre ces deux points est partagé ensuite en cent parties égales, qu'on nomme *degrés*. On peut graduer le tube dans toute sa longueur, en partageant les espaces situés au-dessus du nombre 100 et au-dessous du zéro en degrés d'une étendue pareille à celle des autres. Cependant il faut apporter la plus grande circonspection quand on exécute cette division, parce que le point d'ébullition de l'eau est variable, comme je le montrerai plus loin, et qu'il dépend en partie de la hauteur du baromètre, en partie aussi de celle de la colonne d'eau qu'on fait bouillir; de manière qu'il s'élève toujours lorsqu'on le détermine, soit tandis que le baromètre monte, soit en plongeant la boule du thermomètre à une trop grande profondeur dans le liquide bouillant. C'est pourquoi l'échelle d'un bon thermomètre doit toujours indiquer quelle était la hauteur du baromètre quand on l'a dressée. Il ne faut pas perdre de vue non plus que, suivant l'observation de Gay-Lussac, l'eau bout à une température d'un degré et un tiers plus basse dans les vaisseaux métalliques que dans ceux de terre. Je ferai connaître la cause de cette particularité quand je parlerai de l'ébullition de l'eau (1).

---

(1) Une autre circonstance à laquelle on doit avoir égard aussi, c'est de ne pas employer du verre trop mince pour la boule, et, si l'on opère le vide dans le tube au-dessus du mercure (*voyez* l'article *thermomètre* dans le dernier volume), de ne déterminer le point de congélation qu'après avoir soudé l'orifice du tube, parce que la boule ne pouvant pas être parfaitement sphérique, l'air la comprime un peu, ce qui élève le

Digitized by Google

On appelle *degré de chaleur* ou *température* du corps son degré d'échauffement. Les degrés au-dessus de zéro sont marqués du signe +, et ceux au-dessous le sont du signe —; de sorte qu'on exprime dix degrés de chaleur par cette formule + 10°, et dix de froid par cette autre — 10°.

Quand on veut évaluer de très-petits changemens de température, on renferme de l'air dans la boule du thermomètre, ce qui oblige à courber une portion du tube sur elle. On introduit dans le tube une liqueur colorée, par exemple, de l'acide sulfurique noirci, ou une dissolution d'extractif dans la potasse caustique, de manière que cette liqueur occupe aussi une petite partie de la boule. Lorsque l'air contenu dans celle-ci se dilate, le liquide indique l'élévation de la température en montant dans le tube et *vice versâ*. Cependant, dès que la colonne du liquide est assez haute pour résister à la dilatation de l'air dans la boule, l'instrument devient un moyen incertain de mesurer la température. C'est pourquoi on ne se sert du thermomètre à air que pour apprécier des changemens fort légers de température, qu'on ne pourrait point déterminer avec assez d'exactitude au moyen d'autres thermomètres, par exemple, dans les expériences sur les rayons frigorifiques dont il a été parlé plus haut.

Dulong et Petit ont prouvé, par une série d'expériences exactes, que l'air et les corps aériformes ont la propriété de se dilater uniformément à des températures égales, depuis la plus basse jusqu'à la plus élevée; que, par conséquent, l'air est le seul corps par la dilatation duquel on puisse évaluer exactement les quantités relatives de chaleur à des températures égales, et qu'au con-

---

point de congélation d'un demi-degré à un degré et plus. Plus le verre de la boule est épais et plus cette boule se rapproche d'une sphère parfaite, moins cet inconvénient est à craindre.

Digitized by Google

traire tous les autres corps, soit solides, soit liquides, se dilatent inégalement, de manière que les thermomètres à la confection desquels on les fait servir, doivent donner tous des résultats inexacts. Le mercure est encore celui qui se rapproche le plus des corps aériformes sous ce rapport : depuis — 36° jusqu'à + 100°, il n'y a point de différence sensible entre un thermomètre à mercure et les résultats de la dilatation de l'air dans un instrument disposé de manière à permettre qu'on l'évalue; mais, au-dessus de + 100°, les deux instrumens cessent de donner les mêmes résultats, ainsi que le prouve la table suivante :

Thermomètre à mercure.	Thermomètre à air.
— 36°	— 35°
0°	0°
+ 100°	+ 100°
150°	148°,70
200°	197°,05
250°	245°,05
300°	292°,70
360°	350°,00

L'air est donc le seul corps dont on puisse se servir pour mesurer des degrés élevés de chaleur. Mais il reste encore à trouver une manière commode de l'appliquer à cet usage.

Toutes les fois que la température demande à être évaluée avec beaucoup de précision, il faut avoir égard aux changemens occasionnés par la dilatation que la chaleur fait éprouver au verre. Dulong et Petit ont trouvé que le verre se dilate à + 100° d'environ $\frac{1}{36760}$ de l'espace qu'il occupe à zéro; à + 200° d'environ $\frac{1}{36300}$; et à + 300° d'environ $\frac{1}{35000}$. Cette dilatation du verre produit, à + 100° et à + 200°, une apparence de dilatation du mercure qui provient du rétrécissement de la cavité du tube, et qui, d'après les expériences de Laplace et Lavoisier, doit s'élever, pour chaque degré du thermomètre centigrade, à $\frac{1}{6480}$ du volume que le mer-

cure occupe à zéro, mais cependant ne demeure pas toujours la même, et peut être estimée, terme moyen, à $\frac{1}{6000}$.

A + 300°, la dilatation du verre est déjà si considérable, qu'elle ne permet plus de compter sur des résultats exacts. D'après Dulong et Petit, le mercure se dilate, pour chaque degré du thermomètre centigrade, à + 100° d'$\frac{1}{5550}$, à + 200° d'$\frac{1}{5525}$ et à + 300° d'$\frac{1}{5500}$ de l'espace qu'il occupe à zéro. Par conséquent, à + 300° réels, c'est-à-dire mesurés au moyen du thermomètre à air, un thermomètre à mercure fabriqué avec une matière dont la dilatation suivrait celle du mercure, devrait marquer + 314°,15; tandis qu'un thermomètre ordinaire ne marque pas plus de + 307°,64, à cause de la dilatation beaucoup moins considérable du verre.

Si l'on employait les corps suivans pour mesurer les températures, les thermomètres à la confection desquels on les ferait servir marqueraient, d'après les expériences de Dulong et Petit, à + 300° du thermomètre à air, le nombre de degrés inscrits à la suite de chaque corps, savoir :

Fer.....	332°,2	Verre.....	322°,1
Argent.....	329°,3	Cuivre.....	320°,0
Zinc.....	328°,5	Platine....	317°,9
Antimoine..	324°,8	Mercure...	314°,15.

Nous nous servons fréquemment aussi, pour apprécier la température d'un corps, de l'impression qu'elle fait sur nos sens. Mais c'est un moyen infidèle, parce que le résultat dépend de notre propre chaleur, et qu'en conséquence il est sujet comme elle à varier. Ainsi un corps que nous trouvons chaud quand nous le tenons à la main, nous semble froid quand nous l'approchons de notre joue, parce que le visage est plus chaud que la main. Nous appelons *chauds*, en effet, les corps qui nous communiquent de la chaleur, et *froids* ceux qui nous en soustraient. Le *froid* n'est donc autre chose qu'un défaut de chaleur.

Digitized by Google

Quand il s'agit d'évaluer de hautes températures, auxquelles le mercure entrerait en ébullition, on se sert d'autres instrumens, appelés *pyromètres*, parmi lesquels celui de Wedgewood a été pendant long-temps fort en vogue. Il consiste en de petits cylindres d'une espèce particulière d'argile, qui se resserrent au feu, et d'après le retrait plus ou moins considérable desquels on juge du degré de chaleur auquel ils ont été exposés. Leur retrait dépend de ce que les molécules de l'argile qui les constitue ne forment point une masse continue, et sont seulement accollées les unes aux autres. Aussitôt que l'argile s'échauffe et se rapproche plus ou moins du degré de fusion, qu'elle ne peut cependant jamais atteindre dans nos forges ordinaires, ses molécules se serrent les unes contre les autres, absolument de la même manière qu'une masse de colophane en poudre, placée sur un poêle dont la chaleur n'est pas assez forte pour fondre la résine, diminue lorsque les parcelles de la poudre commencent à s'agglutiner ensemble. Au reste, le pyromètre de Wedgewood est un instrument fort incertain, et l'on est obligé, pour obtenir des résultats tant soit peu certains avec son secours, d'employer toujours à la fois plusieurs cylindres, entre les divers retraits desquels on prend une moyenne proportionnelle.

On a proposé quelques autres pyromètres, parmi lesquels celui de Daniel paraît être le plus commode. Il consiste en un cylindre de platine, étendu sur un lit de pâte de graphite, contre lequel une de ses extrémités s'appuie, tandis que l'autre, quand le cylindre vient à s'allonger par la chaleur, met en mouvement une aiguille dont la grande branche indique sensiblement des variations même fort légères dans la longueur du cylindre. Comme on a commencé à mesurer l'allongement de ce dernier à des températures auxquelles on peut le comparer avec la marche du thermomètre à mercure, le pyromètre de Daniel est susceptible d'être partagé en degrés ordinaires du thermomètre.

Une autre méthode encore a été indiquée pour mesu-

Digitized by Google

rer les hautes températures. Elle consiste à renfermer de l'air dans un cylindre ou une sphère en platine de capacité connue, et pourvue d'un très-petit robinet fait avec le même métal, à recueillir, quand on expose l'instrument à une haute température, l'air que la chaleur en fait sortir, et à déterminer le volume de cet air. On sait alors quel volume l'air qui remplit le vase échauffé aurait à la température ordinaire de l'atmosphère, et l'on peut estimer la température d'une manière assez précise, d'après la dilatation que l'air éprouve à chaque degré du thermomètre, et dont il va être question tout-à-l'heure. Cependant cet instrument a l'inconvénient d'exiger qu'on fasse chaque fois une expérience particulière, qui demande une certaine habileté pour être exacte, et qu'on est obligé de soumettre ensuite au calcul; tandis que celui de Daniel indique de suite, à la simple vue, le degré du feu et les changemens qu'il subit.

On ne saurait dire si la température a des limites au-delà desquelles elle ne puisse plus s'élever ou s'abaisser. On a beaucoup écrit sur l'absence absolue de la chaleur. Dalton, Clément et Desormes, Herapath et plusieurs autres ont essayé de déterminer, d'après des expériences connues, à quel nombre de degrés au-dessous du zéro actuel du thermomètre correspondrait ce zéro absolu. Mais la différence des résultats auxquels on est arrivé, en suivant des voies diverses, montre qu'on est toujours parti de suppositions inexactes. Clément, Desormes et Herapath ont fixé le zéro absolu à — 266 $\frac{2}{3}$° de l'échelle centigrade. Le fait qui leur a servi de base est l'observation recueillie par Gay-Lussac, qu'à chaque degré du thermomètre l'air augmente ou diminue de 0,0375 de son volume, mesuré au point de congélation de l'eau, suivant que la température hausse ou baisse; de sorte, par conséquent, qu'à + 266 $\frac{2}{3}$°, il devrait occuper un espace double de celui qu'il remplit à zéro, et qu'à — 266 $\frac{2}{3}$° son volume serait réduit à zéro. Mais comme nous ne connaissons point la nature du calorique, il faut renoncer, quant à présent, à résoudre ce problème.

Digitized by Google

Dès qu'un corps solide est échauffé jusqu'à un certain degré, la cohésion diminue tellement en lui que ses molécules deviennent mobiles, susceptibles de changer de situation les unes par rapport aux autres, et séparables au moindre effort. Il se liquéfie, et ce passage de l'état solide à l'état liquide est appelé *fusion*. Les corps fondus présentent toujours une surface horizontale, c'est-à-dire concentrique à celle de la terre et calquée sur l'arrondissement du globe. On est dans l'usage de leur donner le nom de *liquides*, pour les distinguer des *fluides*, dénomination qui s'applique également aux corps aériformes. La température nécessaire pour produire cet état varie suivant les corps, de manière qu'il en est qui entrent en fusion à la température moyenne ordinaire de l'air, ou avant de rougir; d'autres qui exigent pour cela un degré de chaleur plus élevé; quelques-uns enfin que nous ne parvenons pas à fondre, même au plus haut degré de chaleur qu'il soit en notre pouvoir de produire. Ainsi, par exemple, le mercure devient liquide à — 35°, l'eau à zéro, la cire à + 65°, l'étain à + 228°, le plomb à + 312, le cuivre à + 2530° et le fer à + 12000°, etc., en supposant toujours qu'on puisse admettre ces dernières données, qui sont fournies par des expériences pyrométriques.

Si l'on continue à élever la température d'un corps fondu, la cohésion de ses molécules diminue encore, et il prend la forme d'air ou de gaz. C'est à cela que tient le phénomène de l'*ébullition*, qui consiste en ce que des petites bulles du gaz produit traversent la portion du corps qui n'est encore que liquide, et viennent crever à la surface. L'ébullition n'est donc autre chose que le mouvement occasionné par l'ascension du gaz dans lequel un corps fondu s'est transformé. Tout liquide susceptible de prendre la forme gazeuse, bout, quand il est exposé à l'air libre et sous la pression ordinaire de l'atmosphère, à une température donnée, qui varie pour chacun : par exemple, l'éther à + 36°, l'alcool à + 78°, l'eau à + 100°, l'acide sulfurique à +

Digitized by Google

326°, le mercure à + 356 $\frac{1}{4}$°, etc. Ces liquides ne peuvent plus s'échauffer au-delà du degré auquel ils entrent en ébullition; car tout le calorique qu'on y ajoute alors s'unit à une portion de leur masse, et lui fait prendre la forme de gaz.

La température à laquelle un corps bout dans l'atmosphère varie en raison du degré de pression que cette dernière exerce, c'est-à-dire d'après l'élévation du baromètre. La hauteur du liquide qui bout apporte aussi, toutes choses égales d'ailleurs, des variations à cet égard; la raison en est fort simple. Quand un liquide bout, il se forme au fond du vase de petites bulles qui doivent soulever à la fois, et le liquide placé au-dessus d'elles, et l'air dont la pression s'exerce sur ce liquide, puisque l'un et l'autre tendent, par leur pesanteur, à les comprimer, c'est-à-dire à les empêcher de quitter l'état liquide. Or, il est clair que quand la pression de l'atmosphère ou la hauteur de la colonne du liquide augmente, la force qui produit ces bulles, c'est-à-dire la température, doit s'élever aussi.

Voilà pourquoi les liquides bouillent à une température beaucoup plus basse dans le vide qu'à l'air libre. On peut y faire bouillir l'eau à toutes les températures au-dessus de zéro, pourvu seulement qu'on ait soin d'entretenir la couche inférieure plus chaude de quelques degrés que la surface. Mais si la température est aussi élevée que possible à la surface, ou répandue uniformément dans toute la masse, l'eau s'élève de sa superficie même sous la forme de gaz, parce qu'alors il n'y a point de circonstance qui détermine la formation du gaz dans l'intérieur de la masse, et qu'en conséquence cette formation ne rencontre aucun obstacle qui l'empêche de s'effectuer à sa surface. On peut s'en convaincre par une expérience aussi simple que récréative. Qu'on verse de l'eau dans une bouteille de Florence jusqu'aux deux tiers, et qu'on la bouche bien avec un bouchon de liége, dans lequel on aura soin d'ajuster d'avance un tube de verre dont la portion saillante hors de

Digitized by Google

la bouteille soit tirée à la lampe; qu'on fasse alors bouillir l'eau; qu'après un quart d'heure d'ébullition, et, sans interrompre celle-ci, on soude l'extrémité pointue du tube pour la fermer, puis qu'on retire subitement la bouteille du feu; tout l'air a été chassé par les vapeurs aqueuses pendant l'ébullition; mais ces vapeurs, en se condensant lorsque la bouteille se refroidit, laissent un vide au-dessus de l'eau; par conséquent, si l'on refroidit la bouteille avec rapidité au-dessus du niveau de l'eau, en l'entourant d'un corps froid, et qu'ainsi l'on condense une quantité plus considérable de vapeurs aqueuses, le vide augmente encore, et l'eau recommence à bouillir dans la bouteille; si l'on plonge celle-ci entière, presque jusqu'au col, dans un gobelet de verre plein d'eau froide, toute la masse de l'eau qu'elle contient entre dans une vive ébullition, parce que les vapeurs aqueuses sont continuellement condensées à la partie supérieure de la bouteille par l'eau froide qui l'entoure, et cette ébullition dure tant que l'eau n'est pas refroidie jusqu'à un certain degré, c'est-à-dire ordinairement près d'un quart d'heure.

Gay-Lussac a remarqué que les liquides se convertissent plus facilement en gaz lorsqu'ils sont en contact avec des surfaces anguleuses et inégales, que quand les surfaces qui y touchent sont parfaitement lisses et polies. J'ai déjà dit précédemment qu'il avait observé aussi que l'eau bout à une température plus basse d'un degré et un tiers dans des vases de métal que dans des vaisseaux de verre. Cet effet tient à ce que la surface du métal, même quand elle est polie, conserve toujours des inégalités que ne présente pas celle du verre, qui est le résultat de la fusion. Si l'on chauffe de l'eau dans un vase de verre jusqu'au point où elle doit l'être pour commencer à bouillir, et qu'on y jette alors de la limaille de fer, du verre pilé ou tout autre corps pulvérulent, on la voit sur-le-champ bouillir avec violence, de manière à sauter souvent par-dessus les bords du vase, quoique la poudre qu'on y fait tomber l'ait refroidie, et

Digitized by Google

elle continue ensuite de bouillir à la même température, comme dans un vase métallique. Il semble donc, d'après cela, que le calorique soit transmis plus facilement par les surfaces raboteuses que par les surfaces unies, propriété dont l'électricité nous offrira plus loin un autre exemple. Cependant il n'est pas possible que ce soit là l'unique cause du phénomène; car quand on jette dans un liquide tenant en dissolution un gaz qui est sur le point de s'échapper, une poudre dont la température soit la même que celle de ce liquide, une portion du gaz se dégage de la surface des molécules de la poudre.

L'ébullition n'est pas la seule manière de réduire les corps à l'état de fluide aériforme. La plupart des corps volatils laissent déjà échapper, à la température ordinaire de l'atmosphère, une très-petite portion de leur masse, qui se dégage sous la forme de gaz, et dont la quantité augmente à mesure que la chaleur s'élève. Delà résulte que les corps perdent continuellement de leur volume, et quand il s'agit des liquides, on dit qu'ils se dessèchent. Leur ascension lente et graduelle sous forme d'air porte le nom d'*évaporation*. Elle a lieu plus facilement que partout ailleurs dans le vide; mais, dans l'air, elle s'opère d'autant plus lentement que cet air est plus pesant, et celui dans lequel elle se fait avec le plus de lenteur est celui qui se trouve déjà très-chargé du corps en évaporation.

On a imaginé un instrument particulier (pl. I, fig. 3) pour montrer avec quelle facilité l'évaporation se fait dans un espace soustrait à la pression atmosphérique. On soude aux extrémités d'un tube de verre deux boules, dont l'une soit arrondie et l'autre tirée en pointe déliée; on remplit ce tube aux deux tiers d'eau, en chauffant les boules pour chasser l'air, et plongeant de suite la pointe dans le liquide, qui monte à l'instant où l'air refroidi se condense; puis on incline un peu le tube, dont la pointe doit être tournée en haut, on place une lampe à esprit de vin sous la boule, et on fait bouillir l'eau pendant une demi-heure à peu près, ou jusqu'à

Digitized by Google

ce que l'air atmosphérique soit entièrement expulsé; il faut avoir soin d'entretenir l'ébullition avec beaucoup d'uniformité; car, si elle vient à être interrompue, on s'expose à ce que de l'air s'introduise par la pointe. Lorsque la coction a diminué l'eau jusqu'au point dont il vient d'être parlé, on soude la pointe, tout en abaissant peu à peu au-dessous de la boule la lampe, qu'on finit par enlever quand la soudure est achevée. On fond aussitôt la pointe, afin de l'affleurer autant que possible à la circonférence de la boule. Cela fait, si on tient le tube obliquement (comme dans la fig. 3 pl. I), de manière à laisser un petit vide dans la boule inférieure qu'on saisit avec la main, la surface de l'eau emprisonnée commence à s'échauffer par la chaleur des doigts, et l'on voit des bulles de gaz aqueux passer l'une après l'autre de la boule dans le tube. Si l'appareil est bien disposé et parfaitement purgé d'air, chaque bulle de vapeur se condense avant d'avoir atteint la surface de l'eau dans le tube, et en faisant entendre un petit bruit causé par le claquement de l'eau à l'instant où la bulle disparaît. On a donné le nom de *pulsimètre* à cet instrument, parce qu'une plus grande vivacité du pouls s'accompagne ordinairement d'une chaleur plus considérable de la main, et qu'à son tour celle-ci détermine une ascension plus rapide des bulles dans le tube. Si on ne laissait pas de vide dans la boule, le phénomène n'aurait point lieu, parce qu'alors il ne se formerait pas de surface évaporatoire, et que la chaleur de la main ne suffirait pas pour faire entrer le liquide en ébullition.

Tout ceci n'a trait qu'à l'évaporation dans le vide. Mais elle a lieu également dans l'air et dans d'autres corps aériformes. Je traiterai donc aussi, en parlant de l'évaporation de l'eau dans l'air, de la volatilisation des corps en général, et je rapporterai les lois découvertes jusqu'à ce jour qui paraissent être communes à tous les corps vaporisables.

On donne aux corps réduits à l'état aériforme le nom de *gaz*, pour les distinguer de l'air proprement dit, dé-

Digitized by Google

nomination sous laquelle on désigne le mélange gazeux qui constitue l'atmosphère de la terre. De même qu'un liquide, un gaz est un corps fluide; mais ses molécules s'étendent dans toutes les directions, ce qui fait qu'elles ne prennent point une surface horizontale dans nos vases.

Au milieu de tous les changemens que la chaleur produit dans la forme d'agrégation des corps, ceux-ci se combinent avec une certaine quantité de calorique, qui devient dès lors partie essentielle des fluides, c'est-à-dire condition sans laquelle ils ne pourraient être, et qui cesse d'être appréciable, soit au thermomètre, soit aux sens. On donne à ce calorique le nom de *latent* ou *combiné*, pour le distinguer de celui que les corps peuvent recevoir et dégager sans subir de changement dans leur forme d'agrégation, qui agit toujours sur les sens, comme sur le thermomètre, et qu'on désigne par l'épithète de *libre*.

Un exemple éclaircira cette proposition. Qu'on place à peu de distance l'un de l'autre, sur un poêle chaud, deux assiettes contenant, la première une livre d'eau à la glace, et la seconde autant de neige fondante. Au bout de quelque temps, on trouvera que la première assiette est déjà plus chaude, qu'enfin même elle tiédit, tandis que l'autre, dans laquelle la neige se fond, est encore tout aussi froide qu'auparavant, quoiqu'elle ait reçu la même quantité de calorique. Cette différence tient à ce que tout le calorique communiqué à la neige se combine avec elle pour produire de l'eau liquide, qu'il est par conséquent engagé, et qu'il cesse de pouvoir agir sur le thermomètre, non plus que sur les sens. Mais, une fois que la neige est fondue, et qu'il ne se combine par conséquent plus de calorique, la seconde assiette commence à s'échauffer aussi, c'est-à-dire à recevoir du calorique libre.

Quand l'eau prend la forme solide, non par l'effet du refroidissement, mais sous l'influence d'une autre cause quelconque, le calorique latent qu'elle contenait se dégage, devient libre et produit une forte chaleur.

Digitized by Google

Lorsque, par exemple, on évapore certaines solutions salines jusqu'à un certain degré, en les faisant chauffer, et qu'ensuite on les laisse refroidir, le liquide conserve sa limpidité tant qu'il demeure en repos; mais, dès qu'on vient à le remuer, la masse saline, tout à coup solidifiée, s'échauffe par le dégagement instantané du calorique latent qui l'avait maintenue liquide jusqu'alors. De même, l'eau parfaitement tranquille qu'on expose à un froid de trois à cinq degrés au-dessous de zéro, se refroidit jusqu'à ce même degré sans geler; mais aussitôt qu'on la remue, elle se congèle, et un thermomètre qu'on y plonge monte du degré de froid qu'elle marquait jusqu'à zéro, parce qu'en ce moment le calorique latent du liquide se trouve tout à coup mis en liberté.

Lorsqu'un corps passe de l'état liquide à l'état gazeux, il se combine avec une quantité bien plus considérable encore de calorique, qui n'exerce aucune action sur le thermomètre, tant que le corps conserve la forme de gaz. C'est ce qui fait qu'on ne peut pas échauffer un liquide au-delà du terme auquel il entre en ébullition, tout le calorique qu'il reçoit ensuite devenant latent et étant entraîné par le gaz qui s'élève. Il faut encore faire remarquer à ce sujet qu'un très-grand nombre de corps qui ont pris l'état de fluide aériforme, ne peuvent plus être ramenés à celui de liquide ou de solide, c'est-à-dire ne peuvent plus être dépouillés de leur calorique, ni par le refroidissement, ni par la compression, ni par ces deux moyens réunis. On les appelle *gaz fixes* ou *permanens*. L'oxigène, le nitrogène, l'hydrogène, etc., nous en fournissent des exemples. Mais, en s'unissant à d'autres corps, ces gaz permanens peuvent, tout aussi bien que l'eau qui se combine avec la chaux vive, passer à l'état solide ou liquide, opération pendant laquelle leur calorique, qui se sépare d'eux, devient libre et appréciable aux sens. Tout gaz est donc composé de deux substances principales, le calorique et une matière pondérable de laquelle il tire son nom.

Les gaz que l'on peut faire passer à l'état solide ou

Digitized by Google

liquide, par la compression ou le refroidissement, se partagent en deux classes, sous le rapport de la facilité avec laquelle cette transmutation s'opère :

1° *Gaz coercibles*, qui conservent l'état aériforme sous la pression et à la température ordinaires de l'atmosphère, mais qu'on parvient à condenser quand on les soumet, soit à une pression qui doit équivaloir au moins à celle de trois atmosphères, soit à un froid voisin de celui auquel le mercure se congèle, ou même plus considérable encore. Ces gaz ont été considérés pendant long-temps comme permanens; mais Faraday a fait voir récemment qu'on peut les réduire à l'état liquide, en les soumettant à une pression plus forte que celle de l'atmosphère. C'est ainsi qu'il a liquéfié le chloride hydrique, le chlore, l'oxide chloreux, l'oxide nitreux, l'oxide nitrique, l'acide carbonique, le sulfide hydrique, l'ammoniaque et le cyanogène, en leur faisant subir une compression qui n'est pas la même pour tous. En effet, il faut à peine quatre atmosphères pour le cyanogène, tandis que trente et quelques sont nécessaires pour l'acide carbonique, et même cinquante pour l'oxide nitreux, jusqu'à + 7 degrés. Bussy a démontré ensuite qu'à l'aide d'un degré extraordinaire de froid on obtient une partie des résultats auxquels Faraday est arrivé. En traitant de chaque corps, je dirai ce qu'on sait à cet égard.

2° *Gaz non permanens*, qui sont produits par l'ébullition de corps qu'on trouve solides ou liquides à la température et sous la pression ordinaires, tels, entre autres, que l'éther, l'alcool, l'eau, le soufre, divers métaux, etc. Tant qu'on tient ces corps à une température qui surpasse celle à laquelle ils entrent en ébullition, ils conservent de la transparence, de l'élasticité, en un mot toutes les propriétés des gaz; mais, dès qu'ils sont mis en contact avec un corps froid, ils lui abandonnent leur calorique latent, l'échauffent, et se condensent autour de lui, sous la forme de gouttelettes, ou sous celle d'un solide.

Quand un de ces gaz se répand dans l'atmosphère,

Digitized by Google

il abandonne son calorique à l'air, dont chaque interstice se remplit d'une de ses molécules, en sorte que par-là l'air cesse d'être transparent, et devient une espèce de fumée. Mais, dans cet état, ce n'est plus du gaz; ce sont seulement des molécules solides ou liquides accumulées dans l'air, qui n'ont pas encore pu se réunir, et qu'on désigne sous le nom de *vapeurs*. Lorsque, par exemple, on fait bouillir de l'eau dans un vase de verre tiré en un tube délié, on voit que le gaz aqueux est parfaitement transparent au-dessus du liquide; mais, dès qu'il sort du tube, à l'instant même il devient trouble, et forme un nuage plus ou moins épais, provenant de ce que le gaz qui, dans l'intérieur du vase, avait assez de calorique latent pour conserver son état aériforme et sa transparence, se rafraîchit dans l'air, et s'y précipite en une infinité de gouttelettes, ou, plus exactement, de petites vésicules, qui produisent le nuage.

Quelques écrivains appellent *vapeurs* les gaz produits par l'ébullition, qu'ils soient à l'état aériforme parfait, ou déjà précipités, c'est-à-dire sous la forme de vapeur proprement dite. Cette manière de s'exprimer manque de justesse. Il est de la nature des gaz non permanens de pouvoir, beaucoup plus facilement que les gaz coërcibles, prendre la forme liquide ou solide, quand on les comprime à la température nécessaire pour les maintenir à l'état aériforme. De là vient aussi que le degré de chaleur auquel ils prennent naissance s'élève proportionnellement à l'augmentation de la pression. Lorsque les gaz permanens ou coërcibles sont exposés à une pression plus considérable, quoique non assez forte cependant pour condenser ceux qui sont susceptibles de l'être, leur volume diminue, mais leur élasticité ou tension, c'est-à-dire la pression qu'ils exercent sur les parois du vase dans lequel ils se trouvent contenus, augmente dans la même proportion que la force comprimante. Ceci ne s'applique cependant point au cas où la pression est très-forte. OErsted avait déjà re-

Digitized by Google

connu que les gaz coërcibles, soumis à une pression voisine de celle qui produit leur condensation, éprouvent une diminution de volume plus considérable qu'elle ne le serait, étant proportionnelle à la pression; et Despretz a mis ce fait hors de doute, en démontrant que le gaz aqueux lui-même, qui n'est point coërcible, éprouve, sous la pression de quinze à vingt atmosphères, un surcroît de condensation qui ne correspond point à cette même pression. Non-seulement les gaz non permanens se condensent davantage lorsqu'ils sont soumis à une pression plus forte, mais encore on en voit une partie se déposer de suite sous forme liquide.

Cagnard de la Tour a fait voir, tout au contraire en apparence, que des liquides peuvent être gazéifiés par l'élévation de la température dans un espace resserré, et qu'ils sont susceptibles alors d'être contenus dans un espace qui n'est qu'un petit nombre de fois multiple de celui du liquide. Au moyen de cette expérience, on s'est convaincu que le gaz exerce sur les parois du vaisseau une pression beaucoup moins considérable que celle qu'on serait tenté d'admettre en comparant l'espace qu'il occupe avec celui qu'il devrait occuper à la même température. Cagnard de la Tour renferma de l'éther, de l'alcool, du naphte, de l'huile de térébenthine et de l'eau dans de petits tubes de verre, qui étaient remplis de chaque liquide jusqu'à moitié, puis il fit fondre l'extrémité béante des tubes, sans chasser préalablement l'air par l'ébullition; lorsqu'ensuite on chauffa les tubes avec précaution, le liquide qui s'y trouvait renfermé se convertit en gaz. L'éther prit la forme de gaz dans un espace équivalent à peine au double de son volume, à une température de + 160°, et, dans cet état, il exerçait une pression égale à celle de trente-sept à trente-huit atmosphères; l'alcool se gazéifia à + 207°, dans un espace triple environ du volume qu'il avait étant liquide, et alors il exerçait une pression égale environ à celle de cent dix-neuf atmosphères. L'eau faisait ordinairement éclater le verre, parce qu'elle com-

Digitized by Google

mençait à le dissoudre; mais, en ajoutant un peu de carbonate sodique, on parvint à prévenir cet inconvénient, et à la température de la fusion du zinc, l'eau se maintint sous la forme gazeuse dans un espace quatre fois plus grand que le volume qu'elle avait étant liquide.

Quand nous cherchons à nous rendre raison du pouvoir qu'a la chaleur de changer le volume des corps, nous parvenons assez facilement à nous en faire une idée en admettant que les corps sont composés d'une infinité de molécules entourées de calorique, de manière à ne pouvoir pas se toucher. Si la quantité de calorique qui pénètre dans un corps augmente, la distance entre les molécules croît aussi, et le volume du corps devient plus considérable. La forme d'agrégation qu'un corps affecte dépend, d'après Laplace, du rapport mutuel de trois forces, savoir : 1° l'attraction de chaque molécule pour les autres molécules qui l'entourent, ce qui fait qu'elles tendent à s'approcher autant que possible les unes des autres; 2° l'attraction de chaque molécule pour la chaleur qui entoure les autres molécules situées dans son voisinage; 3° la répulsion entre la chaleur qui entoure chaque molécule et celle qui entoure les molécules voisines, force qui tend à désunir les particules des corps. Quand la première de ces forces l'emporte, le corps est solide; si la quantité de chaleur augmente, la seconde force ne tarde pas à devenir prédominante, les molécules se meuvent alors avec facilité, et le corps est liquide. Cependant les molécules sont encore retenues, par l'attraction pour la chaleur voisine, dans les limites du même espace que le corps occupait auparavant, excepté à la surface, où la chaleur les sépare, c'est-à-dire occasionne l'évaporation, jusqu'à ce qu'une pression quelconque empêche la séparation de s'effectuer. Quand la chaleur augmente à tel point que sa force répulsive réciproque l'emporte sur l'attraction des molécules les unes pour les autres, celles-ci se dispersent dans toutes les directions, aussi long-temps qu'elles ne rencontrent pas d'obstacle, et le corps prend

Digitized by Google

la forme gazeuse. Si, dans l'état gazeux auquel Cagnard de la Tour a réduit quelques liquides volatils, la pression ne répond pas à ce qu'elle aurait dû être d'après le calcul, cette différence semble dépendre de ce que quand les molécules ne trouvent point occasion de s'écarter beaucoup, les deux premières forces continuent toujours à agir, et s'opposent ainsi à la tension du gaz, qui ne s'établit dans toute sa portée que quand les molécules sont assez distantes les unes des autres pour ne plus ressentir l'influence de ces forces.

Des corps de nature différente peuvent, quoique exposés à une même température, contenir cependant des quantités différentes de calorique. En d'autres termes, de deux corps également froids qu'on veut échauffer au même degré, l'un peut exiger pour cela plus de calorique que l'autre. Cette quantité inégale de calorique que les corps contiennent à égale température s'appelle leur *chaleur propre* ou *spécifique*. On dit d'un corps possédant plus de chaleur propre qu'un autre, qu'il a davantage de *capacité pour la chaleur*. Cette propriété n'a point de connexions avec la densité; car il arrive souvent qu'un corps possède plus de chaleur propre qu'un autre qui est moins dense que lui, et *vice versâ*.

Lorsqu'on mêle ensemble parties égales d'eau à la glace et d'eau bouillante, le mélange prend une température de + 50 degrés, parce que l'eau froide et l'eau chaude ont toutes deux la même capacité pour la chaleur. Si, au contraire, on mêle de l'eau à la glace avec la même quantité en poids de mercure échauffé jusqu'à + 100 degrés, le mélange ne prend qu'une température de + 3°. Par conséquent, le mercure n'a pas besoin, pour s'échauffer jusqu'à + 97°, de plus de calorique qu'il n'en faut pour porter la température de l'eau jusqu'à + 3°. Si l'on mêle ensemble parties égales en poids d'eau chaude à + 100° et de mercure à zéro, le mélange indiquera, par la même raison, une température de + 97°, parce que l'eau n'a que trois degrés à abandonner pour échauffer le mercure jusqu'à + 97°.

Digitized by Google

L'eau contient donc, à température égale, près de trente-trois fois autant de calorique que le mercure. Quand il s'agit de comparer la chaleur spécifique des corps solides et liquides, comme lorsqu'il est question de la pesanteur spécifique, on prend ordinairement pour point de départ l'eau, dont on évalue la chaleur propre = 1,000. Il résulte de là que la chaleur spécifique du mercure est de 0,033. Quant à celle des gaz, au contraire, on la détermine d'après la chaleur propre de l'air, estimée = 1,000.

Cependant comme toutes les substances ne se prêtent point à ce qu'on les mêle ainsi avec d'autres, et qu'en général, pendant que le mélange s'opère, l'air et les autres corps ambians enlèvent beaucoup de calorique, on a imaginé, pour mesurer la chaleur spécifique des corps, un instrument particulier, qui porte le nom de *calorimètre*. Cet instrument consiste, quant aux dispositions principales, en une sphère de glace dans laquelle on renferme les corps dont on veut apprécier la chaleur propre. La sphère est entourée, par couches alternatives, de substances non conductrices de la chaleur et de glace, en sorte qu'elle demeure constamment à zéro, et que la température de l'air environnant ne peut point la faire fondre. Lorsqu'un corps d'une pesanteur déterminée, et chauffé jusqu'à un certain degré au-dessus de zéro, se trouve placé dans cette sphère, sur un support destiné à le recevoir, il doit, en se refroidissant jusqu'au degré de la congélation, fondre une quantité de glace proportionnelle à celle de son calorique spécifique. Aussi les calorimètres sont-ils disposés de manière à ce qu'on puisse recueillir et peser l'eau produite par la fonte de la glace. La chaleur propre des corps est en raison du poids de la glace qu'ils ont fait fondre en se refroidissant. Si, par exemple, on renferme dans la sphère du calorimètre deux onces d'eau à + 40°, et qu'elles fondent une once de glace, la même quantité de mercure, à la même température, ne fera fondre que $\frac{33}{1000}$ d'once de glace, et comme

Digitized by Google

deux onces de fer échauffé à + 40° ne font fondre que $\frac{11}{100}$ d'once de glace, on un peu plus, la chaleur spécifique de ce dernier métal doit être de 0,11, etc.

Ainsi le thermomètre indique le degré de chaleur ou la température des corps, et le calorimètre, la quantité de chaleur qu'ils contiennent à une température donnée.

Dulong et Petit ont eu recours, pour évaluer la chaleur spécifique des corps, à un autre moyen fondé sur ce que les corps, dans un milieu donné, et toutes choses égales d'ailleurs, se refroidissent d'autant plus lentement que leur chaleur propre est plus considérable. La méthode de ces deux physiciens a donc pour but de mesurer le temps que des corps différens, dont la température est connue, mettent à se refroidir, toutes choses égales d'ailleurs. Afin d'y parvenir, ils se servent d'un petit cylindre d'argent laminé, poli en dehors, et ayant pour axe un thermomètre dont le tube traverse un trou ménagé pour lui dans le couvercle du cylindre. Le corps dont on veut apprécier la chaleur spécifique est réduit en poudre et introduit dans le cylindre, de manière qu'il entoure de toutes parts la boule du thermomètre. Cet appareil a l'avantage de procurer une surface qui a toujours la même étendue, et qui rayonne constamment d'une manière uniforme. On chauffe ensuite le cylindre, et on le passe sous un récipient dans lequel le vide peut être fait. Dès qu'il est assez refroidi pour que le thermomètre contenu dans son intérieur n'indique plus qu'une température supérieure de dix degrés à celle de l'espace au milieu duquel se fait l'expérience, on marque ce degré, et l'on calcule le temps dont le cylindre a besoin pour descendre à une température qui ne surpasse celle de l'air ambiant que de cinq degrés. De ce que le cylindre se refroidit dans le vide, et de ce que son extérieur laisse échapper peu de calorique rayonnant, à cause du poli de la surface, il suit que le temps qu'il emploie pour se refroidir est plus long, et que les résultats sont plus certains; mais lorsqu'on veut évaluer les degrés de chaleur spécifique

Digitized by Google

d'après ces données, il faut nécessairement recourir à des calculs dont l'exposition sort des limites d'un ouvrage tel que celui-ci.

Dulong et Petit ont trouvé que la chaleur spécifique croît avec la température. Ainsi, par exemple, celle du fer, d'après les termes moyens qui ressortent de leurs expériences, est = 0,1098 entre zéro et + 100°, 0,1150 entre zéro et + 200°, = 0,1218 entre zéro et + 300°, enfin = 0,1255 entre zéro et + 350°. La table suivante donne la différence que la chaleur spécifique des corps qu'elle embrasse présente, terme moyen, d'une part entre zéro et + 100°, de l'autre entre zéro et + 300° :

	Chaleur spécifique moyenne entre zéro et + 100°	entre zéro et + 300°
Mercure	0,0330	0,0350
Zinc	0,0927	0,1015
Antimoine	0,0507	0,0549
Argent	0,0557	0,0611
Cuivre	0,0949	0,1013
Platine	0,0335	0,0355
Verre	0,177	0,190

La capacité des corps pour le calorique peut varier en raison de diverses circonstances. Tout changement de ce genre produit de la chaleur ou du froid, suivant que la capacité se trouve diminuée et une partie de la chaleur spécifique du corps mise en liberté, ou que la capacité augmente et que le corps enlève plus de chaleur à ceux qui l'environnent. La compression diminue la capacité pour la chaleur, et met du calorique en liberté. Par exemple, quand on passe un métal au laminoir ou à la filière, son volume diminue, il devient plus dense et perd de sa chaleur spécifique.

L'air et les gaz en général, comparés sous la même pression, à la même température et sous le même volume, ont la même chaleur spécifique, d'après les expériences de Hagenraft, et surtout d'Aug. Delarive et Fr. Marcet.

Digitized by Google

Clément et Desormes ont cherché à démontrer expérimentalement que le vide lui-même a une chaleur spécifique, qu'ils estiment assez forte pour lui permettre, à + 12 1/2 degrés, d'échauffer un égal volume d'air depuis + 12 1/2 degrés jusqu'à + 114. Mais Gay-Lussac a fait voir, par une expérience ingénieuse, qu'il n'y a point de chaleur propre dans le vide. Il renferma, dans le vide d'un baromètre d'une largeur extraordinaire, un thermomètre à air fort sensible, qui indiquait clairement un centième de degré de l'échelle centésimale. Si le vide avait réellement une chaleur propre, quand il augmente ou diminue d'une manière soudaine par la chute ou l'ascension du mercure, le thermomètre devrait monter ou descendre sensiblement. Or, c'est ce qui n'eut jamais lieu. Mais lorsqu'on faisait entrer la moindre parcelle d'air, le thermomètre montait à l'instant même où l'on permettait au mercure de s'élever davantage dans le tube du baromètre. Le vide paraît donc, d'après cela, ne pouvoir contenir que du calorique rayonnant.

On sait aussi que le frottement fait naître de la chaleur, mais on ignore comment. Rumford, ayant essayé de déterminer la chaleur qui se développe pendant la perforation d'un canon, a trouvé qu'il suffisait de l'action par laquelle on détache quelques onces seulement de métal pour échauffer l'eau jusqu'au degré de l'ébullition, et qu'en continuant la térébration, le liquide pouvait s'entretenir bouillant. Celui qui connaît la différence entre la chaleur spécifique du fer et celle de l'eau, demeure bientôt convaincu qu'ici l'échauffement ne peut point être produit par la compression de la matière métallique. Quand un serrurier frappe sur un clou jusqu'à ce qu'il rougisse, ce clou rouge, quoique comprimé par le marteau, n'occupe cependant pas un espace plus petit que celui qu'il remplit après s'être refroidi. Le phénomène n'est donc point expliqué jusqu'à présent.

Il est digne de remarque que les corps conducteurs

Digitized by Google

de l'électricité produisent de la chaleur quand on les frotte les uns contre les autres, tandis que ceux qui ne sont pas conducteurs produisent de l'électricité, et ne s'échauffent que quand cette dernière, accumulée au plus haut degré, ne trouve point d'écoulement. On ne doit pas confondre ensemble la chaleur à laquelle le frottement donne lieu, et celle que l'on exprime en quelque sorte par la compression. L'expérience suivante, très-facile à exécuter, suffit pour faire connaître cette dernière. Que l'on taille une bandelette de gomme élastique, qu'on l'échauffe jusqu'à la température du corps, qu'on la pose ensuite entre les lèvres sèches, et qu'on l'y étende avec force et rapidité, on sentira manifestement qu'elle s'échauffe; et si l'on prête assez d'attention, on reconnaîtra aussi qu'elle se refroidit en revenant sur elle-même. Si l'on étend un morceau de gomme élastique dans de l'eau à + 30 degrés, il revient sur lui-même; ce qui n'a pas lieu dans l'eau froide. Si l'on attache un petit poids à l'une des extrémités de la bandelette de gomme élastique, et qu'on suspende celle-ci à une échelle graduée, on remarque qu'elle se raccourcit au chaud et s'allonge au froid. La même chose arrive à un fil qu'on trempe dans l'eau, laquelle joue ici le rôle de la chaleur. Ces deux expériences sont favorables à l'opinion suivant laquelle le calorique pénètre dans les corps et y est retenu de la même manière absolument que l'eau s'introduit et reste dans les corps poreux.

Quand on comprime l'air, il se produit également de la chaleur. Une compression forte et rapide peut même allumer certains corps inflammables. Ainsi, en donnant quelques coups de piston avec force et rapidité, on parvient à enflammer de l'amadou, du coton, du gaz détonnant et autres substances semblables, dans la pompe foulante d'un fusil à vent. C'est sur ce principe que repose la construction du *briquet pneumatique*, instrument composé d'un tube de métal ou de verre, auquel s'adapte exactement un piston; un seul coup sur ce der-

Digitized by Google

nier suffit pour comprimer l'air intérieur à tel point, qu'il enflamme de l'amadou ou du coton. Aussitôt que l'air cesse d'être comprimé, il reprend, et son volume primitif, et la capacité pour le calorique dont il jouissait auparavant, ce qui donne lieu à du froid. Quand, par exemple, on comprime de l'air jusqu'à un certain degré, assez considérable, dans un grand récipient, et qu'on lui permet ensuite de s'échapper par un tube métallique, ce tube se refroidit jusqu'au-dessous de zéro, de sorte que l'eau qu'on verse à sa surface s'y congèle. Gay-Lussac a fait voir qu'en prenant deux cloches de même capacité, dont l'une contient de l'air, tandis que l'autre est vide, et plaçant un thermomètre dans chacune, l'instrument descend dans la première lorsqu'on fait passer l'air dans la seconde, et qu'il monte dans celle-ci d'un nombre de degrés à peu près égal à celui dont il est descendu dans celle-là. Ce phénomène tient à ce que l'air se dilate de plus en plus dans le premier récipient, tandis que l'air du second, qui était fort raréfié, et qui avait absorbé une très-grande quantité de calorique, se trouve ensuite continuellement comprimé par l'air affluent, et contraint de cette manière à laisser échapper le calorique qu'il s'était approprié auparavant en se raréfiant. Gay-Lussac a montré, au contraire, que de l'air qu'on chasse dans l'air, à l'aide d'un soufflet, ne change pas de température, parce que la compression qu'il éprouve dans l'intérieur de l'instrument lui fait mettre en liberté autant de calorique précisément qu'il a besoin ensuite, quand on le chasse dans l'air, où il cesse d'être comprimé, d'en recevoir pour se maintenir à la même température. Delarive le jeune et Marcet le jeune ont varié cette expérience de la manière suivante : ils ont fait parvenir un courant d'air dans un espace vide, au moyen d'un tube délié, s'ouvrant à quelques lignes de distance de la boule d'un thermomètre très-sensible suspendu dans ce même espace. Dans les six ou sept premières secondes, le thermomètre descendit d'un ou quelques degrés, suivant la

Digitized by Google

grandeur du vide; mais quand la pression fut arrivée, dans celui-ci, à quatre pouces de hauteur barométrique, il demeura stationnaire jusqu'au moment où la pression fut de six pouces, commença alors à monter, et continua de le faire jusqu'à ce qu'enfin il devînt de quelques degrés plus élevé qu'il ne l'était dans le milieu environnant. Ce phénomène tient à ce que, dans le premier moment, l'air qui arrive du dehors se raréfie beaucoup, et se refroidit par cela même; de manière que, quand il frappe la boule du thermomètre, il abaisse la température de l'instrument; mais, dès qu'une certaine quantité d'air a pénétré, quoique le gaz affluent continue à se raréfier, celui qui s'était déjà introduit se trouve comprimé; ce qui rend la température stationnaire, parce que l'un dégage autant de calorique que l'autre en absorbe, et quand cet effet a duré quelque temps, l'air intérieur étant plus comprimé proportionnellement que celui qui pénètre ne se dilate, la température monte. Enfin, si elle devient plus élevée que celle du milieu ambiant, c'est parce que l'air, dans les premiers momens de son afflux, rafraîchit le tube qui sert à l'introduire, tandis qu'ensuite il abandonne de la chaleur quand il recouvre sa pression primitive. Lorsqu'on fait pénétrer du gaz hydrogène dans le vide, le même phénomène a lieu; mais si, après que le thermomètre est devenu stationnaire, on introduit de l'air atmosphérique ou du gaz acide carbonique, l'instrument recommence à baisser.

Quand la capacité d'un corps pour le calorique augmente, ou qu'une force quelconque met ce corps dans la nécessité de passer de l'état solide à l'état liquide, ou de celui-ci à l'état de fluide aériforme, il enlève aux corps voisins autant de calorique qu'il en a besoin pour subir cette transformation, et de là résulte du froid. Lorsque, par exemple, un sel se dissout dans l'eau, il est obligé de devenir liquide, et, pour passer à cet état, il absorbe une certaine quantité de calorique; ce qui a pour effet de produire du froid, parce que le calorique

Digitized by Google

qu'absorbe le sel disparaît pour les sens et pour le thermomètre. Lorsqu'on mêle avec de la neige un sel sec qui a beaucoup d'affinité pour l'eau, ces deux corps donnent naissance à une dissolution saline, et, en se liquéfiant, ils enlèvent tant de calorique aux corps voisins, que de là résulte un froid de plusieurs degrés. C'est là-dessus que se fonde l'expérience connue, qui consiste à faire geler une assiette dans une chambre chaude : à cet effet on place l'assiette dans un peu d'eau, et on la remplit d'un mélange intime de sel bien pulvérisé et d'un peu de neige; au bout de quelques minutes, elle est tellement gelée, qu'on ne peut plus la retirer. C'est aussi la-dessus que repose la préparation des glaces. Plus le sel a d'affinité pour l'eau, plus la substance saline et la neige se fondent rapidement aux dépens de la chaleur des corps environnans, et plus le froid qui en résulte est intense. C'est pourquoi tous les sels qui attirent l'humidité atmosphérique et qui se liquéfient quand on les laisse exposés à l'air, produisent un froid considérable lorsqu'on les mêle avec de la neige.

Il existe plusieurs mélanges frigorifiques, au moyen desquels, en plein été, et sans le secours de la glace ou de la neige, on peut abaisser la température au-dessous du point de congélation, et produire de la glace. Ainsi, par exemple, quand on mêle cinq parties de sel ammoniac finement pulvérisé avec une égale quantité de salpêtre réduit aussi en poudre, et qu'on verse sur le tout seize parties d'eau de puits fraîchement tirée (d'une température de + 10 degrés environ); ou lorsque, sur un mélange finement pulvérisé de dix parties de salpêtre, trente-deux de sel ammoniac et trente-deux de chlorure calcique, on verse un poids quadruple du sien d'eau à + 10 degrés, le mélange descend jusqu'à — 12 degrés pendant la dissolution des sels, et le verre se couvre en dehors d'une couche de glace, due à la congélation de l'humidité atmosphérique. Plus les sels sont finement pulvérisés, plus le mélange est parfait,

Digitized by Google

plus enfin la dissolution se fait rapidement, et plus le froid produit est intense. Dans les pays où il est difficile de se procurer de l'eau fraîche pour boire, on emploie ce mélange réfrigérant, dans lequel on plonge les caraffes. Le sel peut servir une seconde fois, après avoir été desséché. Si l'on veut obtenir un degré de froid plus considérable encore, on pulvérise neuf parties de phosphate sodique cristallisé, et on les dissout dans quatre parties d'eau-forte; la température du mélange peut descendre ainsi de + 10 degrés jusqu'à — 24.

La meilleure manière de produire un froid artificiel est de chauffer du chlorure calcique, corps dont il sera parlé plus tard, jusqu'à ce qu'il soit converti en une masse sèche, blanche et poreuse, à le pulvériser ensuite, à passer la poudre au travers d'une gaze, et à la mêler avec moitié, deux tiers, ou tout au plus parties égales de neige. Plus la neige est froide, et plus le froid obtenu de cette manière est considérable; si l'on n'a pas eu préalablement le soin de tamiser le chlorure, il se dégage d'abord un peu de chaleur, parce qu'alors le sel fondu commence par reprendre son eau de cristallisation, et que l'eau passe à un état plus solide que celui sous lequel elle se trouve dans la neige; ce qui cause un dégagement de chaleur et diminue la puissance réfrigérante du mélange. Le mieux est d'opérer ce dernier dans un vase de bois, qu'on introduit dans un autre, où on l'entoure d'un mélange de neige et de sel marin; le sel calcaire et la neige sont tamisés, par couches alternatives peu épaisses, dans le vaisseau intérieur et autour des corps qu'on veut refroidir. C'est de cette manière qu'on est parvenu à solidifier et faire cristalliser le mercure, à faire cristalliser l'ammoniaque liquide et l'éther, etc. Cependant il faut choisir les hivers les plus rigoureux pour tenter cette expérience, et employer au moins deux ou trois livres de sel calcaire à la fois. Les proportions les plus convenables sont celles de dix à quinze livres; on est parvenu, dans un pareil mélange, à solidifier près de soixante livres de mer-

Digitized by Google

cure à la fois. Quand on n'opère que sur de petites quantités, ce qu'on a de mieux à faire, c'est de n'employer d'abord qu'une livre de chlorure, et dès que la faculté réfrigérante du mélange est épuisée, de préparer un nouveau mélange pour y plonger le corps qu'on veut refroidir. Il est rare que le mercure ne se congèle pas promptement dans ce dernier.

On peut également produire du froid par l'évaporation des corps volatils. Si, par exemple, on verse de l'éther goutte à goutte sur la boule d'un thermomètre, le mercure descend rapidement, et lorsque l'instrument est suspendu à un fil qui sert à le balancer dans l'air, ou qu'on souffle dessus, le métal peut descendre jusqu'à zéro, parce que le renouvellement continuel de l'air augmente l'évaporation. Aux Indes orientales, on renferme l'eau, pendant la nuit, dans des cruches de grès poreux, au travers desquelles elle s'évapore constamment à la surface, tandis que, dans l'intérieur, elle se refroidit au point de se congeler en partie.

Leslie a imaginé un procédé au moyen duquel on produit très-rapidement un froid violent par l'évaporation dans le vide. On place sous le récipient d'une machine pneumatique une soucoupe ou tout autre vase large contenant de l'acide sulfurique concentré, et quelques pouces au-dessus un petit godet de verre renfermant une once à une once et demie d'eau. Cela fait, on retire l'air du récipient jusqu'à ce que le mercure ne soit plus qu'à un huitième de pouce de hauteur dans l'éprouvette. L'eau prend alors la forme de gaz, et, au lieu d'air, le récipient ne contient plus que du gaz aqueux. Mais l'acide sulfurique concentré a tant d'affinité pour l'eau, qu'il convertit sur-le-champ le gaz en liquide, absorbe ce dernier à mesure qu'il se forme, et vide ainsi le récipient de tout gaz. Or, l'évaporation de l'eau se trouve tellement activée par-là, que la portion restante dans le godet se congèle et se solidifie. Ce phénomène tient à ce que l'eau qui s'élève sous la forme de gaz se combine avec du calorique qu'elle ac-

Digitized by Google

quiert aux dépens du calorique libre de l'eau liquide, et à ce que la soustraction qu'elle en fait s'opère avec trop de rapidité pour pouvoir être compensée par la chaleur rayonnante des corps environnans; de sorte que la température s'abaisse au-dessous de zéro, et que l'eau se congèle. Si la machine pneumatique n'est pas bonne, l'expérience ne réussit point. Dans le cas contraire, l'eau se congèle en quatre minutes après l'expulsion de l'air, pourvu que la surface par laquelle a lieu l'évaporation soit assez large. L'eau, dans cette expérience, se refroidit toujours jusqu'à — 5 degrés avant de se congeler; mais la plupart du temps aussi elle prend ensuite la forme solide tout à coup : l'acide sulfurique qu'on emploie s'affaiblit en raison de l'eau qu'il condense, et s'échauffe, de manière que le calorique passe en quelque sorte de l'eau à l'acide. En faisant bouillir ce dernier, après l'opération, pour le débarrasser de l'eau qu'il a absorbée, on peut le faire servir une seconde fois au même usage. Leslie a trouvé depuis que divers corps très-secs et pulvérulens, par exemple, la terre, la farine, etc., sont susceptibles de remplacer l'acide sulfurique. Il assure même que la farine d'avoine bien sèche surpasse ce dernier par la promptitude avec laquelle elle détermine la production du phénomène.

Wollaston a imaginé un autre instrument pour produire du froid d'après les mêmes principes, et il lui a donné le nom de *cryophore* ou *porte-glace*. C'est un pulsimètre dont les deux boules sont courbées de haut en bas, et qui ne contient que la quantité d'eau nécessaire pour remplir une de ces boules à moitié. On plonge la boule vide dans un vase, par exemple, dans un gobelet, et on l'entoure de glace pilée ou de neige bien mêlée, soit avec du sel de cuisine, soit avec du sel ammoniac réduit en poudre fine. La partie vide du pulsimètre ne contient point alors d'air, mais elle est continuellement remplie par une portion de gaz aqueux, qui se dépose le long de la paroi interne du verre, sous la forme de glace, quand la boule, plongée dans le mé-

Digitized by Google

lange réfrigérant se trouve refroidie fort au-dessous du point de congélation. De là résulte un vide, et l'eau s'évapore, dans la boule non refroidie, pour remplacer le gaz condensé. Mais, comme le gaz se condense dans la boule refroidie avec autant de promptitude qu'il se produit dans l'autre, l'eau éprouve un refroidissement tel, dans cette dernière, par l'effet de l'évaporation, qu'au bout de quatre à huit minutes elle est convertie en une seule masse de glace. Le tube intermédiaire entre les deux boules peut être fort long sans que la congélation ait plus de peine à s'effectuer pour cela; mais la moindre parcelle d'air dans le pulsimètre fait manquer l'expérience.

Edelcrantz avait proposé, il y a quelques années, de condenser l'air dans un instrument de son invention, afin de pouvoir ensuite le refroidir autant que possible, puis de lui permettre de se dilater, et de pousser ainsi le refroidissement presque à l'infini par le concours de plusieurs appareils se refroidissant mutuellement. Mais ce projet n'a point été mis à exécution. On a dit, dans ces derniers temps, que Hutton, à qui l'idée d'Edelcrantz n'était assurément pas connue, avait réussi à produire, au moyen d'un appareil construit d'après des vues analogues, un degré de froid si considérable que l'alcool, le seul liquide presque qu'on n'ait point encore pu solidifier, s'y était congelé. Leslie a fait voir que quand on entoure de coton imbibé d'éther la boule d'un thermomètre descendu jusqu'à zéro, et qu'on place l'instrument sous le récipient de la machine pneumatique, on peut y solidifier le mercure en faisant le vide avec rapidité. Marcet rapporte qu'en se servant d'un liquide plus volatil encore, l'éther sulfurique, le mercure, sans avoir été préalablement refroidi, peut se congeler dans l'espace de trois à quatre minutes, et un thermomètre à esprit de vin descendre jusqu'à — 60 degrés. Bussy a produit des froids plus considérables par l'évaporation d'un liquide bien plus volatil encore, l'acide sulfureux, gaz coercible, qui se liquéfie à — 18 de-

Digitized by Google

grés, sans augmentation de la pression, et qui bout à — 10 degrés. Le mercure se congèle en quelques instans lorsqu'on entoure la boule d'un thermomètre avec du coton imbibé d'acide sulfureux liquide; le thermomètre à esprit de vin descend à — 57 degrés à l'air libre, et jusqu'à — 68 degrés sous le récipient de la machine pneumatique; l'esprit de o,85 se solidifie. A de pareils froids d'autres gaz coercibles se condensent, et lorsqu'ensuite on les réduit de nouveau à l'état de gaz, ils produisent un abaissement de température plus considérable encore, mais qui n'a point été estimé jusqu'à présent.

Nous ignorons ce qu'est, à proprement parler, le calorique. Plusieurs des expériences qui viennent d'être rapportées mènent à conjecturer que la chaleur et la lumière ne sont qu'une seule et même substance, qui nous apparaît sous la forme de lumière quand elle se propage avec une grande vélocité, et sous celle de chaleur lorsque sa propagation a lieu d'une manière moins rapide. D'autres ont pensé que la chaleur est une certaine vibration des corps, qui fait naître la sensation du chaud en agissant sur nos organes, se communique aux corps froids, etc. Mais toutes ces hypothèses ne nous font pas faire un seul pas vers la véritable connaissance de la nature particulière du calorique. S'il est impondérable, et s'il n'augmente pas le poids des corps dans le vide, ce phénomène ne peut tenir qu'à ce que, malgré ses affinités chimiques, il n'est point attiré par la masse de la terre, seule et unique circonstance de laquelle dépende la pesanteur des corps. Il est donc possible qu'il existe des substances sur lesquelles la terre n'exerce point d'attraction, qui soient par conséquent dépourvues de la pesanteur inhérente à tous les autres corps, et que la lumière, le calorique, l'électricité, le magnétisme soient des substances de ce genre, dont les molécules, n'ayant pas de force de cohésion, doivent se répandre dans l'univers entier.

Mais, que les choses soient ainsi ou autrement, on

Digitized by Google

rend l'explication de tous les phénomènes produits par la chaleur plus facile, en admettant que le calorique est une substance particulière, impondérable, comme la lumière, qui a de l'affinité pour un grand nombre de corps, et qui forme avec eux des combinaisons, tantôt plus, tantôt moins intimes.

Le calorique augmente dans certains cas et modifie dans d'autres les affinités chimiques d'une multitude de corps, tant parce qu'en les fluidifiant il leur permet de se mêler ensemble et de se toucher par un plus grand nombre de points, que parce qu'à certaines températures il fait entrer en jeu des affinités qui reposent ou qui n'existent pas du tout à d'autres températures. Les anciens chimistes exprimaient le premier membre de cette proposition par l'axiome suivant : *Corpora non agunt, nisi soluta; les corps n'agissent les uns sur les autres qu'autant qu'ils sont dissous*, ce qui veut dire que les corps solides agissent peu, ou même n'exercent aucune action les uns sur les autres, mais que lorsqu'ils passent à l'état de fluide, et qu'au moins l'un d'eux est fluidifié, le jeu des affinités entre en action. Quant au second membre, le mercure nous fournit une preuve à l'appui de l'assertion qu'il renferme. Ce métal n'éprouve aucun changement à la température ordinaire de l'atmosphère; mais, à la chaleur de l'ébullition, il commence à se combiner avec l'oxigène de l'air, et à produire une poudre rouge (oxide rouge de mercure), ce qui continue tant qu'on le fait bouillir; vient-on ensuite à chauffer davantage cette poudre rouge, l'affinité du mercure pour l'oxigène cesse une seconde fois de s'exercer, l'oxigène se dégage sous la forme de gaz, et le mercure reprend celle de métal qu'il avait dans le principe.

DE L'ÉLECTRICITÉ.

Un bâton de cire à cacheter qu'on frotte avec un morceau d'étoffe de laine acquiert la propriété d'attirer des corps légers, tels que des brins de papier, et quand

Digitized by Google

on le tient à peu de distance de la surface d'une table, on voit ces corps légers sautiller pendant quelque temps entre lui et la table, en s'élevant et s'abaissant alternativement. Ce phénomène doit naissance à l'*électricité*.

Le soufre, l'ambre jaune, le verre sec et plusieurs autres substances jouissent de la même propriété. Elle a été découverte pour la première fois dans le succin, et, comme ce corps est appelé ἤλεκτρον en grec, elle a pris de là le nom d'*électricité*.

Tous les corps ne deviennent point électriques par le frottement. Ceux qui le deviennent le plus ordinairement, et de la manière la plus prononcée, sont, outre les substances déjà citées, la résine, la soie ou les étoffes de soie, la laine, les poils, le bois séché au four, la cire et une foule d'autres. Ces corps reçoivent l'épithète d'*idio-électriques*, indiquant qu'ils sont *électriques par eux-mêmes*.

Quand on observe avec un peu plus d'attention l'électricité développée par le frottement, on s'aperçoit que ce n'est pas seulement le corps frotté qui s'électrise; on reconnaît que le corps dont on se sert pour le frotter acquiert aussi la même propriété, mais que ces deux corps se comportent autrement l'un que l'autre à certains égards; de sorte que l'électricité dont chacun d'eux est animé semble être différente de celle que l'autre possède.

On a conclu de là que tous les corps de notre planète contiennent une substance à laquelle on peut donner le nom de *matière électrique*, et qui est composée elle-même de deux électricités simples. Cette substance ne jouit d'aucune propriété qui la rende susceptible de tomber sous les sens, et elle ne se manifeste que quand elle se résout en ses deux élémens.

Franklin, qui essaya le premier d'établir une théorie de l'électricité, et qui croyait que la différence entre les deux électricités consistait en ce qu'il y a dans l'une excès et dans l'autre défaut de matière électrique, dé-

Digitized by Google

signait la première sous le nom d'*électricité positive* (+ E.), et la seconde sous celui d'*électricité négative* (— E.). Ces dénominations se sont maintenues jusqu'à présent.

L'électricité positive diffère sensiblement de la négative par la manière dont elle se comporte dans une multitude de circonstances :

1° Par les figures auxquelles donne lieu une poudre fine répandue avec un tamis à la surface d'un corps électrisé. Lorsque, par exemple, on place un bouton métallique sur une plaque de verre étamée ou sur un gâteau de résine, et qu'on fait tomber dessus une étincelle d'électricité positive, si l'on enlève le bouton au moyen d'un bâton de cire à cacheter, et qu'on répande sur l'endroit électrisé un peu de résine en poudre ou de fleurs de soufre lavées et séchées ensuite, il se forme une figure étoilée ronde. Quand on fait l'expérience avec l'électricité négative, on voit paraître aussi une figure ronde, mais sans rayons, et avec des ramifications dendritiques. Cette expérience réussit lors même qu'on répand la poudre sur la plaque avant d'électriser.

2° Par la saveur que l'électricité dégagée d'une pointe électrique imprime sur la langue; elle est acescente pour l'électricité positive, brûlante, au contraire, et presqu'alcaline, pour l'électricité négative.

3° Par la diversité des phénomènes chimiques que les deux électricités font naître dans les corps, particulièrement dans les liquides. Ainsi l'électricité positive qu'une pointe lance sur du papier de tournesol humide, change en rouge la couleur bleue de ce papier. Ce signe annonce qu'il s'est formé un acide durant l'expérience. Quand on fait la même expérience avec une pointe électrisée négativement, il ne se produit pas de tache rouge, et l'on assure même que celle qui a été occasionnée par la pointe électrisée positivement disparaît.

4° Par la diversité de leur lumière. L'électricité positive qui s'écoule par une pointe un peu émoussée,

Digitized by Google

forme un faisceau lumineux long souvent de plusieurs pouces, et d'un bleu rougeâtre, au lieu que quand c'est de l'électricité négative qui s'échappe par cette pointe, on n'aperçoit qu'un simple point lumineux. Ces deux phénomènes deviennent plus frappans lorsqu'on opère dans le vide.

5° Parce que différens corps, dans certaines circonstances, conduisent facilement l'une des deux électricités, mais ne se laissent que très-difficilement traverser par l'autre.

Deux corps qui possèdent la même électricité se repoussent l'un l'autre, tandis que ceux qui sont animés d'électricités différentes s'attirent mutuellement. La distance à laquelle ce phénomène a lieu est appelée *atmosphère électrique*. Les objets légers qui ne sont point électrisés, sont attirés à une faible distance par les corps électrisés; mais ces mêmes corps les repoussent aussitôt après leur avoir communiqué la même électricité qu'eux mêmes possèdent. Si alors on les place au voisinage d'un corps qui jouisse de l'électricité contraire, ou même qui ne soit pas à l'état électrique, ils sont attirés par ce corps, déposent en lui leur électricité, et redeviennent susceptibles d'être attirés de nouveau par le corps électrique avec lequel on les avait mis en contact la première fois; en sorte qu'on peut les faire aller et venir de cette manière, jusqu'à ce qu'ils aient pris et transporté ailleurs la plus grande partie de l'électricité du corps électrique. C'est là-dessus que repose la construction de plusieurs machines récréatives, telles que l'araignée électrique, le carillon électrique, la danse électrique, etc.

On profite aussi de cette circonstance pour déterminer quelle est l'espèce d'électricité dont un corps se trouve animé. Ainsi, par exemple, l'expérience a constaté que le verre acquiert par le frottement l'électricité positive, et la résine, au contraire, l'électricité négative. Si donc on prend un tube de verre soufflé en boule aux extrémités, et qu'on en couvre une moitié de vernis à la laque, le frottement donne, sur le côté enduit de vernis, de l'é-

Digitized by Google

lectricité négative, et sur l'autre côté, où le verre est à nu, de l'électricité positive. Lorsqu'ensuite on communique à une petite boule de moelle de sureau suspendue à un fil de soie l'électricité du corps que l'on veut explorer, il est facile de reconnaître, avec ce tube de verre, par laquelle de ses deux extrémités la boule est attirée ou repoussée.

La répulsion qu'exercent l'un sur l'autre les corps animés d'une même électricité, a fait imaginer un instrument au moyen duquel on parvient à reconnaître la présence de l'électricité, lorsqu'elle a trop peu d'intensité pour pouvoir tomber sous les sens. Cet instrument consiste, soit en deux petites boules de liége ou de moelle de sureau, soit en deux brins de paille, longs d'un pouce, que l'on attache au bout d'un fil mince, soit enfin en deux feuilles d'or suspendues à un fil métallique, et qui, placées au voisinage ou dans l'atmosphère d'un corps électrique, acquièrent l'électricité dont jouit ce corps, et se repoussent mutuellement. On lui donne le nom d'*électromètre* (*mesureur de l'électricité*), ou mieux d'*électroscope* (*indicateur de l'électricité*).

Certains corps se laissent traverser facilement par l'électricité développée. On les appelle, pour cette raison, *conducteurs de l'électricité*. Les meilleurs conducteurs sont les métaux, le charbon de bois, la mine de plomb ou graphite, et plusieurs autres. D'autres corps, au contraire, laissent passer l'électricité avec plus de difficulté et de lenteur; ceux-là portent le nom de *demi-conducteurs* : l'eau, la craie, les pierres en général, etc., appartiennent à cette catégorie. Certains, enfin, refusent presque absolument tout passage à l'électricité; on leur donne l'épithète de *non-conducteurs* : tels sont le verre, la résine, et généralement tous les corps qui deviennent électriques par le frottement.

Les deux électricités, dont la réunion constitue la matière électrique inappréciable pour nous, peuvent être séparées l'une de l'autre par divers moyens, tant mécaniques que chimiques, et devenir ainsi susceptibles de frapper les sens.

Digitized by Google

Excitation de l'électricité par le frottement. Ce phénomène a lieu quand deux corps viennent à se choquer ou à se frotter l'un contre l'autre.

La collision ou le frottement développe de l'électricité dans tous les corps; mais on conçoit que cette électricité ne peut point s'accumuler dans les corps conducteurs qui ne sont pas placés sur des corps non-conducteurs, de manière à lui ôter la liberté de s'écouler dans le sol. Quand un corps conducteur se trouve disposé de cette manière, on dit qu'il est *isolé.*

C'est en frottant des corps non-conducteurs, par exemple du verre ou de la résine, avec de la laine ou des poils, qu'on développe le mieux et le plus abondamment l'électricité.

La séparation des deux électricités dépend dans ce cas de ce que, par exemple, le verre soumis au frottement s'empare de l'électricité positive du corps contre lequel on le frotte; en sorte que l'électricité négative, auparavant unie à la positive dans ce dernier corps, doit s'y accumuler. Si c'est de la résine qui supporte le frottement, la même chose arrive, avec cette seule différence que la résine attire à elle l'électricité négative du corps contre lequel on la frotte, et qu'en conséquence l'électricité positive s'accumule dans celui-ci.

Si les deux corps, tant celui qui subit que celui qui exerce le frottement, sont isolés, c'est-à-dire tellement entourés de corps non conducteurs, que l'électricité mise en liberté dans leur intérieur ne puisse pas s'en échapper, la décomposition de la matière électrique en électricité positive et électricité négative se réduit presqu'à rien; mais si l'un de ces deux corps, peu importe lequel, communique avec le sol, par le moyen d'un conducteur, de manière que son électricité ait la liberté de s'écouler, et qu'elle ne puisse plus s'opposer à la décomposition de la matière électrique, l'électricité contraire s'accumule en plus grande quantité dans l'autre corps. Si l'on met les deux corps en communication avec le sol, à l'aide de conducteurs, la plupart des signes de l'élec-

Digitized by Google

tricité excitée disparaissent, parce qu'au moment même de son excitation cette électricité est enlevée par les conducteurs, qui la transmettent au globe.

Si l'on applique un conducteur isolé à un corps électrisé, il prend une partie de l'électricité de ce dernier; et quand on plonge le doigt ou tout autre corps conducteur dans son atmosphère, on voit jaillir une étincelle, dont la manifestation fait disparaître l'électricité du conducteur, rendue en quelque sorte par lui à la terre, et ramenée ainsi à l'équilibre.

Mais cette étincelle n'est pas une simple communication de l'électricité du corps électrique au conducteur. Elle se compose de l'électricité positive de l'un des corps et de l'électricité négative de l'autre, lesquelles se réunissent ensemble, et se mettent en équilibre dans un point quelconque de la distance que l'étincelle semble parcourir. Si le corps qu'on approche du conducteur a une surface uniformément arrondie, l'étincelle se montre au milieu de l'espace qui sépare les deux corps. Cet effet dépend de ce qu'à l'instant où le corps électrisé laisse échapper un excès, par exemple, d'électricité positive, celui qui n'est point électrisé, et qui semble ramener cet excès au globe terrestre, laisse dégager une quantité correspondante d'électricité négative; en sorte que les deux électricités se rencontrent à moitié chemin, se mettent en équilibre, et disparaissent à nos sens. C'est ce qui fait que l'étincelle éclate au point de réunion, là où cessent tous les phénomènes de l'électricité.

Plus la surface est arrondie, et plus elle laisse facilement échapper l'électricité. Delà vient que quand on approche d'un conducteur électrisé un autre conducteur moins arrondi et non isolé, l'étincelle électrique jaillit sur ce dernier, parce qu'il laisse plus difficilement que l'autre écouler l'électricité. Si l'on diminue la rondeur d'un corps jusqu'à le rendre plane, et qu'en même temps on rétrécisse peu à peu le diamètre de l'autre corps arrondi jusqu'au point que ce dernier finisse par présenter une pointe, on trouve que l'endroit où paraît l'étincelle

Digitized by Google

se rapproche de plus en plus du corps aplati, jusqu'à ce qu'enfin, quand on tient une surface parfaitement plane en regard d'une pointe, cette étincelle disparaît tout-à-fait, et les deux électricités se réunissent sur la surface plane elle-même. En ce cas, l'électricité positive qui s'écoule affecte, dans l'obscurité, la forme d'une aigrette lumineuse d'un bleu rougeâtre, tandis que la négative se présente sous celle d'une petite étoile brillante.

Les pointes laissent toujours échapper de l'électricité, qu'elles soient d'ailleurs électrisées elles-mêmes, ou seulement rapprochées d'un corps électrique : elles ne peuvent point en absorber, comme on se le figurait jadis. Voilà pourquoi une pointe métallique qu'on rapproche jusqu'à une certaine distance d'un conducteur électrisé positivement, par exemple, de celui d'une machine électrique, ne soutire pas d'électricité positive à ce conducteur, mais lui fournit de l'électricité négative, qui, par sa réunion avec l'autre, fait disparaître l'électricité du conducteur. On peut facilement s'en convaincre en tenant, entre la pointe et le conducteur, une bougie allumée, sur la flamme de laquelle on aperçoit d'une manière sensible l'action d'un courant partant de la pointe. Ce courant provient de ce que la pointe électrise continuellement l'air placé au-devant d'elle, et que quand il a acquis une électricité pareille à la sienne, elle le repousse aussitôt. C'est sur cette propriété que repose la construction de plusieurs divertissemens électriques, tels que la roue électrique, le moulin à vent électrique et divers autres.

On appelle *machines électriques* les appareils au moyen desquels on parvient à exciter l'électricité par le frottement et à l'accumuler ensuite dans des conducteurs isolés.

Le corps soumis au frottement est ordinairement de verre, soit une plaque arrondie, soit une boule ou mieux un cylindre, qui frotte sur un coussin de cuir dont la surface a été couverte d'un peu d'or massif ou d'un amalgame d'une partie de zinc, une d'étain et deux

Digitized by Google

de mercure, réduit sous forme d'onguent à l'aide d'un peu de graisse. Le coussin est garni en outre d'un morceau de taffetas ciré disposé de manière à pouvoir se renverser autour du cylindre pendant le frottement. On donne le nom de *frottoir* à ce coussin.

Le conducteur isolé est ordinairement en laiton, et soutenu par un pied de verre. Il porte le nom de *conducteur*. Plus sa surface est étendue, relativement à sa masse, mieux il remplit son office, et *vice versâ*. Ainsi un conducteur long et mince condense et retient plus d'électricité qu'un autre de masse égale, mais court et épais. En effet, l'électricité semble se porter exclusivement à la surface; de telle sorte qu'un conducteur plein ne s'électrise pas davantage qu'un autre qui est creux. Les pieds de verre qui supportent le conducteur l'isolent d'autant mieux qu'ils sont plus élevés, et que leur diamètre est moins considérable. Il faut avoir soin, en outre, de les enduire d'un vernis bien isolant. L'extrémité du conducteur qui est tournée du côté opposé à la machine, doit se terminer par une boule assez forte, tandis qu'il faut que l'autre extrémité, celle qui regarde la machine, et qui ne doit être séparée du verre que par une distance d'un demi-pouce à un pouce, se termine par une ou plusieurs pointes.

Quand on fait tourner la machine, et qu'on l'électrise ainsi par frottement, le conducteur acquiert la même électricité qu'elle. Cet effet ne tient pas à ce qu'il attire l'électricité du verre, mais à ce que l'électricité positive que le frottement excite dans la machine est neutralisée par l'électricité négative qui afflue du conducteur, dans lequel une quantité correspondante d'électricité positive se trouve mise en liberté.

Il faut écarter du voisinage de la machine toutes les pointes autres que celles du conducteur, parce qu'elles lui communiqueraient de l'électricité contraire à la sienne, et arrêteraient son action.

L'air humide est conducteur de l'électricité, tandis que l'air sec ne lui livre point passage. Aussi ne peut-

Digitized by Google

on isoler aucun corps dans l'air humide, qui détruit en totalité ou en grande partie l'énergie de la machine électrique.

Lorsqu'on isole, dans une machine, et le frottoir et le conducteur, il ne se développe qu'une électricité très-faible. Mais quand on met le frottoir en communication avec le sol, l'excitation de l'électricité commence aussitôt à avoir lieu, et le conducteur acquiert l'électricité positive, dans les machines ordinaires en verre. Si, au contraire, on isole le frottoir, et qu'on mette le conducteur en rapport avec la terre, le conducteur se charge d'électricité négative. On peut donc de cette manière obtenir à volonté, d'une machine bien faite, soit de l'électricité positive, soit de l'électricité négative.

Toutes les fois qu'un corps non-conducteur, c'est-à-dire susceptible de s'électriser par le frottement, reçoit d'une manière quelconque de l'électricité libre par un de ses côtés, il laisse échapper de l'autre côté une quantité correspondante d'électricité de même nature, à moins qu'on n'ait interrompu la communication entre le sol et lui, ou, en d'autres termes, à moins qu'il ne soit isolé. Il est facile de concevoir que l'*émission* et la *réception* de l'électricité sont subordonnées à cette circonstance que le corps lui-même soit ou pointu ou entouré de pointes.

Si les faces d'un corps non-conducteur électrisé de cette manière sont couvertes de plaques métalliques, le phénomène a lieu d'une manière plus prononcée encore, et devient d'autant plus intense que le corps non conducteur est plus mince. Quand, par exemple, on garnit de feuilles d'étain les deux côtés d'une plaque de verre neuve, bien nettoyée et sèche, de sorte que le métal y laisse à découvert un rebord plus ou moins large, selon la grandeur de la plaque, afin qu'il n'y ait pas connexion entre les deux garnitures, et qu'ensuite on fait affluer, par exemple, de l'électricité positive sur l'un des côtés, on s'aperçoit, en approchant le doigt de l'autre côté, qu'il s'en échappe une égale quantité de la

Digitized by Google

même électricité. Delà résulte qu'il s'accumule sur un des côtés un excès d'électricité positive, et sur l'autre un excès d'électricité négative. Si alors on établit une communication, par le moyen d'un corps conducteur, entre les armatures métalliques des deux côtés, on voit une étincelle se manifester avec un vif pétillement, et si c'est un homme qui fait la chaîne avec ses deux mains, il ressent une forte secousse dans le bras. Ce phénomène, qu'on appelle *commotion* ou *coup électrique*, tient à ce que les deux électricités accumulées sur les deux côtés du corps non conducteur, se mettent en équilibre avec une violence extraordinaire, en se réunissant pour produire de la matière électrique insensible. Toute trace d'électricité disparaît en même temps dans la plaque.

Aux plateaux en verre garnis de feuilles métalliques, on peut substituer des bouteilles ou autres vases plus grands de la même matière, qu'on revêt de feuilles d'or ou d'étain à l'extérieur et à l'intérieur, jusqu'à deux ou quatre pouces de l'ouverture, dont le pourtour reste libre. On ferme cette ouverture avec un bouchon de liége traversé par une tige métallique, dont l'extrémité inférieure touche à l'armature interne de la bouteille, et dont la supérieure, qui fait saillie hors du vase, se visse avec une petite boule en laiton. Cet appareil porte le nom de *bouteille de Leyde*. Quand on l'électrise, on dit qu'on le *charge*. Un instrument fait en fil de fer, ayant la forme d'une pince, muni d'un manche en verre, et garni à ses deux extrémités antérieures de boules, au moyen desquelles on établit la communication entre les deux armatures, est appelé *excitateur*. En réunissant plusieurs bouteilles de Leyde, de manière que leurs armatures extérieures communiquent ensemble, et qu'on puisse électriser simultanément leurs armatures intérieures, il résulte delà un appareil qu'on désigne sous le nom de *batterie électrique*. Il faut davantage d'électricité pour charger cet appareil; mais la commotion qu'il produit est, par cela même, beaucoup plus forte, et on peut

Digitized by Google

l'accroître jusqu'au point qu'elle devienne capable de tuer des animaux de petite taille, par exemple, des chiens, des chats, etc.

Toute commotion électrique s'accompagne de chaleur. Dans les petites bouteilles de Leyde, cette chaleur est peu considérable, mais suffisante cependant pour faire prendre feu au naphte, à l'alcool, à la résine et à plusieurs autres corps très-inflammables. Avec des batteries plus fortes, on parvient à enflammer du bois, à faire rougir et fondre des fils métalliques, et quelquefois même, quand ces fils sont minces, à gazéifier instantanément le métal. Une forte commotion électrique, dirigée à travers l'eau, réduit sur-le-champ une partie de celle-ci à l'état de gaz, qui, en se dégageant, chasse au loin le reste du liquide.

Toute étincelle électrique est jusqu'à un certain point un coup électrique. La différence entre une étincelle du conducteur et celle d'une décharge consiste uniquement dans la violence et la quantité de l'électricité, qui, toutes deux, sont beaucoup plus fortes dans le second cas que dans le premier. Aussi l'étincelle électrique a-t-elle également le pouvoir d'enflammer les corps combustibles et de dégager de la chaleur; seulement elle le possède à un moindre degré.

On doit à Ekmark une fort belle expérience, qui montre quel chemin les électricités suivent en se déchargeant. Une plaque de verre est garnie d'étain laminé à sa face inférieure, et saupoudrée en-dessus de fleurs de soufre préalablement bien lavées et séchées. Sur la face saupoudrée on place deux bouteilles de Leyde chargées, égales en volume, et dont l'armature extérieure soit chargée d'électricité positive, tandis que l'interne l'est d'électricité négative. Ces bouteilles sont à trois ou quatre pouces de distance l'une de l'autre, en sorte que quand on fait communiquer leurs armatures intérieures par le moyen d'un excitateur isolé, une étincelle, qui les décharge, jaillit entre les armatures extérieures. Après la décharge, on trouve, tout autour des

Digitized by Google

bouteilles, dans les fleurs de soufre, la figure de l'électricité qui appartenait à l'armature extérieure de chacune d'elles; mais, dans l'endroit où l'étincelle a jailli, les fleurs de soufre sont tout-à-fait balayées, et le chemin est parfaitement net. Du reste, ce chemin est entouré, à partir de l'armature positive, de figures positives, et, à partir de l'armature opposée, de figures négatives, mais qui cessent entièrement non loin du point où elles se rencontrent; là se trouve souvent, lorsque le coup a été assez fort, une grande tache ronde, totalement dégarnie de fleurs de soufre, qui est entourée de petites figures, et où les grandes masses d'électricité se sont réunies pour se neutraliser. Quand on emploie, pour cette expérience, des bouteilles de grandeur différente, et que cependant on les charge d'une quantité à peu près égale d'électricité, par un même nombre de tours imprimés à la machine électrique, on trouve que le point où la décharge s'est effectuée est toujours plus rapproché de la grande bouteille, dont la charge était moins forte que celle de l'autre.

Il est bon de faire remarquer, à l'occasion de ces expériences, que les électricités, au moment de la décharge, c'est-à-dire quand elles cessent de se manifester comme électricité, paraissent sous la forme de lumière et de chaleur, ou produisent ces deux phénomènes. L'apparition du feu, dans les décharges électriques, n'a lieu que quand le corps à travers lequel la décharge s'opère jouit d'une faible capacité, en proportion de la quantité d'électricité qu'il éconduit. C'est pour cela qu'on ne remarque pas d'élévation de température dans les grands excitateurs, tandis que les petits s'échauffent, et que quand ils sont très-déliés, on les voit, suivant leur degré de ténuité, rougir, entrer en fusion, ou se convertir en gaz. Le phénomène de la production du feu augmente d'intensité dans la même proportion que le corps qui détermine la décharge est insuffisant pour le passage des électricités, de la même manière qu'un petit morceau d'amadou s'allume au foyer d'un

Digitized by Google

miroir ardent, tandis qu'un morceau de fer non poli, du poids d'une ou plusieurs demi-onces, ne peut pas, durant le temps nécessaire pour que l'amadou prenne feu, s'échauffer jusqu'à un degré qui soit appréciable au thermomètre.

Quand on décharge les électricités à travers un carton, un papier plié en plusieurs doubles, ou même une plaque de verre mince (1), il se fait, à l'endroit où le coup porte, un trou dont le diamètre varie suivant la quantité d'électricité. Le papier qui sert à cette expérience ne se brûle ni ne se charbonne; le verre n'éprouve pas non plus de fusion, mais il est converti en poudre, comme s'il eût été perforé par une pointe acérée. Ce qui paraît prouver que l'électricité a besoin d'espace pour passer, et que, par conséquent, elle est obligée d'écarter les corps non conducteurs qui se trouvent sur sa route.

J'ai déjà fait remarquer que les électricités ne s'accumulent qu'à la surface des conducteurs, et que peut-être pénètrent-elles à peine dans leur intérieur. D'après cela, quand on garnit un fil métallique, soit de cire à cacheter fondue, soit d'un vernis à la laque bien siccatif, ou qu'on le coule dans un tube de verre, et qu'ensuite on le fait traverser par une forte décharge électrique, l'enduit non conducteur s'en détache avec éclat. Cette expérience semble démontrer également que les électricités ont besoin d'espace pour cheminer à la sur-

(1) La manière la plus aisée de perforer le verre consiste à en prendre une plaque mince, d'un diamètre de trois ou quatre pouces, et à fixer, avec un peu de cire, une épingle sur chacune de ses faces, de manière que les pointes des deux épingles soient tournées du côté du verre, et parfaitement en face l'une de l'autre. Ou bien, on emplit une bouteille d'huile, et on y enfonce une tige métallique pointue et recourbée, de manière que sa pointe touche à la face interne du verre; après quoi on tient à l'extérieur une boule de métal appliquée sur le même point. Dans l'un et l'autre cas, il suffit d'une décharge très-modérée pour faire un trou au verre.

Digitized by Google

face du fil métallique. Si l'on examine avec attention le trou qu'elles pratiquent dans une carte ou dans du papier, on voit qu'il présente un rebord élevé de chaque côté, ce qui paraît prouver que la décharge ne se fait pas sur un point unique, mais que les courans opposés qui partent des deux armatures du corps qu'on décharge se traversent réciproquement.

Dans toutes ces circonstances, l'électricité semble avoir besoin d'un corps sur ou à travers lequel elle s'étende, et l'on est en droit de se demander si elle peut traverser le vide. La solution de ce problème est de la plus haute importance pour arriver à connaître la nature de l'électricité. Car si l'électricité est isolée par le vide, de manière qu'elle n'y donne lieu à aucun phénomène électrique, on pourrait être conduit à penser qu'elle n'est point une substance particulière, mais seulement un état différent des corps à la surface desquels elle se manifeste; opinion qui a l'assentiment de quelques-uns des plus grands physiciens de notre époque. Si, au contraire, les phénomènes électriques peuvent se produire dans le vide, l'électricité est quelque chose de matériel, comme on est porté à le croire d'après les circonstances indiquées précédemment, dans lesquelles elle semble avoir besoin d'un espace. Quoique la manifestation de l'étincelle dans l'air semble déjà indiquer que, dans la formation de cette étincelle, l'électricité ne suit point l'air, mais le traverse, cependant ce fait ne suffit pas seul pour trancher la question. Aussi Davy a-t-il essayé d'arriver à une solution directe. Il souda un fil de platine à l'une des extrémités d'un tube de verre un peu large, et courba ensuite le tube en manière de siphon ayant une branche très-courte, qu'il garnit d'un robinet. La branche la plus longue fut remplie de mercure, préalablement bien bouilli; après quoi on la tourna en haut, et l'on mit le robinet en communication avec une machine pneumatique; l'air fut alors pompé de l'extrémité la plus courte, en sorte que le mercure baissa dans la branche la plus longue, et laissa un vide entre lui et le fil de platine.

Digitized by Google

L'électricité fut parfaitement conduite par cet espace vide; lorsque la température était élevée, elle produisait, en le traversant, une forte lueur, de couleur verte; mais quand la température baissait, la lumière devenait moins vive, et à —29 degrés elle était si faible, qu'il fallait une obscurité complète pour pouvoir la discerner. Cependant l'électricité n'en traversait pas moins le vide, ce dont on acquit la conviction en lui faisant traverser, l'un après l'autre, deux espaces vides, dont l'un était chaud et l'autre froid; elle répandait une forte lueur dans le premier, quoiqu'elle n'y pût arriver qu'à travers le second. La décharge électrique se faisait avec étincelle dans le vide, comme dans l'air; des décharges plus faibles eurent lieu lentement sans étincelle. L'électricité traversa également un vide obtenu de la même manière par de l'étain fondu qu'on avait laissé se figer; mais ce fut avec une lumière aussi faible que celle qui avait lieu à—29 degrés dans le vide sur le mercure. Ces expériences semblent donc démontrer qu'on peut trouver de l'électricité dans le vide, et qu'elle le traverse plus facilement qu'elle ne traverse l'air. On sait aussi que le vide, dans les baromètres bien purgés d'air, répand une lueur électrique par le frottement du mercure contre le verre, et que dans un tube de verre exempt d'air, soudé et contenant un peu de mercure, celui-ci devient lui-même lumineux dans l'obscurité, par la même cause, quand on le met en mouvement.

Les effets de la commotion électrique sur l'homme sont de nature fort différente. Une petite bouteille de Leyde bien chargée donne une commotion plus forte qu'une grande batterie peu chargée, quoiqu'une faible charge de cette dernière exige beaucoup plus d'électricité qu'il n'en faut pour celle de la petite bouteille. Ceci tient à ce que nous sommes principalement affectés par la violence de la décharge, qui est supérieure de beaucoup, dans une petite bouteille bien chargée, à celle d'une bouteille de volume plus considérable, mais moins chargée. Au contraire, le développement

Digitized by Google

de chaleur et les décompositions chimiques sont en raison directe de l'étendue de la surface chargée de la bouteille, c'est-à-dire en raison de la quantité d'électricité que cette surface peut recevoir, de manière qu'il arrive fort souvent que le coup d'une batterie, quoiqu'assez peu violent, fond des métaux et enflamme des corps sur lesquels le coup violent d'une petite bouteille n'aurait exercé aucune influence appréciable.

La plus grande machine électrique que l'on connaisse, avec l'appareil nécessaire pour la charger, est celle qui se trouve à Harlem, dans le musée Teyler, sous la direction de Van Marum.

La propriété qu'ont les corps non conducteurs de se charger d'électricité, ou, quand ils en reçoivent une d'un côté, de dégager par l'autre côté celle de nature opposée, rend facilement raison de divers autres phénomènes électriques fort singuliers. Si, par exemple, à l'une des extrémités d'un conducteur isolé (pl. I, fig. 4, AB), on suspend deux petites boules de liége C, par le moyen d'un fil, et qu'on approche de l'autre extrémité un bâton de cire à cacheter électrisé par frottement D, les boules s'écartent l'une de l'autre; mais elles se rapprochent aussitôt qu'on éloigne le bâton de cire à cacheter, sans que le conducteur conserve la moindre trace d'électricité. Par conséquent, le conducteur n'a pas reçu d'électricité du bâton de cire à cacheter, quoique les deux boules se soient repoussées mutuellement. Ceci tient à ce que la petite couche d'air *a b*, interposée entre le bâton de cire à cacheter et le conducteur, est un corps non conducteur, qui, lorsque le bâton lui communique, du côté *a*, de l'électricité négative, engage du côté *b* de l'électricité positive; or, elle est obligée de tirer celle-ci du conducteur, dont la matière électrique se trouve par-là décomposée en électricité positive que la couche d'air retient, et en électricité négative qui, devenue libre dans le conducteur, oblige les boules de liége à s'écarter l'une de l'autre. Quand on vient à éloigner le bâton de cire à cacheter, et avec lui

Digitized by Google

l'électricité négative, du côté *a* de la couche d'air, la tension électrique de l'air cesse, et l'électricité positive du conducteur, au lieu de s'y porter, se réunit à l'électricité négative, pour produire de la matière électrique insensible. Mais si, tandis qu'on tient le bâton de cire à cacheter près du conducteur, et que l'électricité positive de ce dernier se porte sur la couche d'air en *b*, on vient à toucher le conducteur du doigt, son électricité négative libre s'écoule, et les boules retombent l'une sur l'autre. Qu'on éloigne alors le bâton de cire à cacheter, la tension électrique de la couche d'air cesse, parce qu'on lui soutire l'électricité négative en *a*; l'électricité positive, qui était retenue auparavant, devient libre, les boules se repoussent de nouveau, et le conducteur redevient animé de l'électricité positive qui, tandis qu'on approchait le bâton de cire à cacheter, avait été séparée de son électricité négative par le doigt.

Ce phénomène a donné lieu de rechercher comment l'électricité se propage, si c'est par un courant continu, ou par division des électricités, produisant dans le corps conducteur des zônes d'électricité décomposée, de manière que quand, par exemple, il doit s'écouler de l'électricité positive par un fil métallique, l'action de cette électricité fasse naître dans le fil une multitude de zônes contenant de l'électricité positive et de l'électricité négative à l'état d'isolement, et dans lesquelles l'électricité négative de la première zône sature l'électricité positive de la zône suivante, en même temps que son électricité positive, mise ainsi à nu, se réunit à l'électricité négative de la zône qui vient après, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'enfin il reste l'électricité positive de la dernière zône, qui semble alors avoir traversé le fil métallique dans toute sa longueur, quoiqu'elle ne s'y soit pas avancée plus loin que ne l'exigeait la division par zônes.

Plusieurs circonstances portent à croire que cette division par zônes s'opère réellement. Tels sont surtout les phénomènes offerts par les corps demi-conducteurs et par les non conducteurs. Cependant il y a aussi des

Digitized by Google

phénomènes qu'on ne peut expliquer par-là seulement. Ce sont, entre autres, la facilité plus grande avec laquelle l'électricité s'écoule par les pointes, celle avec laquelle elle traverse l'air raréfié ou le vide, la propriété qu'ont certains corps demi-conducteurs de laisser passer une électricité plus facilement que l'autre, enfin les trous que l'électricité pratique dans les corps minces, en se déchargeant. Tous ces phénomènes sont aussi favorables à l'hypothèse de la division par zônes qu'à celle du passage de courans continus opposés.

Électrophore. C'est sur ces données que repose la théorie d'une autre sorte de machine électrique appelée *électrophore.* Cette machine consiste en un mince gâteau de résine, coulé sur une plaque de laiton ou de fer-blanc. Quand on frappe cette plaque avec une peau de chat ou avec une étoffe quelconque de laine, la surface supérieure s'électrise négativement, et l'inférieure, celle qui est tournée vers la plaque métallique, positivement, en supposant que la plaque communique avec le sol, et qu'elle puisse lui renvoyer autant d'électricité positive qu'il s'en développe de négative par le frottement de la face opposée du gâteau. Que, par exemple, dans la fig. 5, pl. I, A B représentent le gâteau résineux de l'électrophore, et C D la plaque de cuivre sur laquelle il est coulé; que le côté supérieur du gâteau ait reçu de l'électricité négative, et l'inférieur de l'électricité positive, et que la plaque C D soit isolée, comme dans les expériences précédentes; sa matière électrique doit alors se partager en électricité négative, qui est retenue par l'électricité positive de la face inférieure du gâteau, et en électricité positive, qui devient libre; si, en ce moment, on applique une plaque de métal E F sur la surface supérieure du gâteau, sa matière électrique doit se partager de la même manière, c'est-à-dire, en électricité positive, qui est enchaînée par l'électricité négative du gâteau, et en électricité négative, qui devient libre; qu'alors on établisse, par le moyen du doigt, une communication entre C et E, on ressent une commotion dans la main, parce que l'électricité

Digitized by Google

positive libre du plateau se combine avec l'électricité négative libre de la plaque métallique, et tous les signes d'électricité cessent dans l'électrophore. Mais quand on soulève la plaque métallique EF, au moyen d'un corps non conducteur, par exemple d'un manche en verre G, et qu'on l'écarte du gâteau résineux, son électricité positive, qui n'est plus enchaînée par l'électricité négative du gâteau, devient libre, et la plaque métallique, qui se trouve ainsi électrisée positivement, communique l'électricité positive aux corps qu'on approche d'elle. Si le plateau CD de l'électrophore n'est point isolé, son électricité positive, devenue libre, s'échappe et s'écoule dans le sol; qu'on vienne alors à toucher la plaque métallique EF, son électricité négative s'échappe sous forme d'étincelle, tandis que la positive est retenue par l'électricité négative du gâteau.

Ce plateau métallique, garni d'un manche de verre, porte le nom de *couvercle* de l'électrophore; il doit être bien arrondi et sans aucune pointe. Si, après lui avoir enlevé son électricité positive, on le réapplique sur le gâteau, la séparation des deux électricités a lieu de nouveau. Si on le décharge avec le doigt, et qu'on le soulève ensuite de dessus le gâteau résineux, on obtient encore de l'électricité positive; chaque fois le couvercle donne une étincelle. On peut, en répétant cette expérience, charger des bouteilles de Leyde, et reproduire avec elles une grande partie des phénomènes auxquels donne lieu la machine électrique ordinaire.

Comme le gâteau résineux ne perd pas d'électricité dans cette électrisation, qui dépend uniquement de la décomposition de la matière électrique du couvercle, la machine ne cesse jamais d'être électrique. C'est pour cette raison que son inventeur, Volta, l'appelait *électrophore perpétuel (elettroforo perpetuo)*.

Si le couvercle présente des pointes ou des angles, ces angles ou ces pointes soutirent l'électricité de la surface du gâteau résineux, et détruisent par-là sa puissance électrique.

Digitized by Google

Pour bien concevoir la manière dont les phénomènes électriques peuvent être entretenus continuellement par la seule décomposition de la matière électrique des corps, et sans communication, il faut se figurer que la matière électrique est conduite par tous les corps, et que les corps conducteurs et non conducteurs ne sont tels que par rapport à ses parties constituantes, l'électricité positive ou l'électricité négative; de manière que quand un corps vient à être privé d'une partie de sa matière électrique naturelle, par suite d'une décomposition qu'elle subit, il en reçoit aussitôt une nouvelle quantité des objets environnans; ce qui fait que cette matière est en équilibre partout.

La meilleure masse résineuse pour composer le gâteau de l'électrophore se prépare avec dix parties de gomme laque, trois de résine, deux de térébenthine de Venise, deux de cire et une demi-partie de poix. Un gâteau mince fournit plus d'électricité qu'un autre plus épais. Les grands électrophores donnent rarement lieu à des effets proportionnés aux frais qu'ils occasionnent, et sont difficiles à manier.

Condensateurs. — Les mêmes principes sur lesquels repose le mécanisme de l'électrophore sont aussi ceux qui ont fait imaginer un autre instrument électrique, qu'on appelle *condensateur*, ou *collecteur d'électricité*, parce qu'il sert à concentrer sur une surface moins étendue de petites quantités d'électricité qui n'agiraient point sur l'électrophore; il consiste en deux plateaux métalliques, qui doivent être arrondis et bien polis, pour éviter toute perte d'électricité. Sur le bord du plateau inférieur A B C (fig. 6, pl. I), on fait couler trois gouttes de cire à cacheter, *a b c*, qui doivent être à égale distance l'une de l'autre et de même hauteur. On pose ensuite le second plateau sur celui-ci, comme C D l'est sur A B dans la fig. 7. Entre les deux plaques, qui ne communiquent par conséquent point ensemble, se trouve une couche d'air susceptible de se charger d'une petite quantité d'électricité, comme j'ai démontré

Digitized by Google

précédemment que la chose a lieu dans l'expérience avec les boules de liége du conducteur (fig. 4). Le corps dont on veut connaître l'électricité est mis en contact avec C D, pendant qu'on touche A B avec le doigt ou avec tout autre conducteur quelconque; le côté de la couche d'air qui est tourné vers la plaque C D se trouve ainsi chargé de l'électricité du corps qu'on se propose d'explorer, tandis que son côté opposé laisse dégager l'électricité homonyme par la plaque A B et par le doigt, et que l'électricité contraire est retenue par le côté inférieur de la couche d'air. Si l'on vient à lever la plaque C D, qui, pour cela, doit être garnie d'une poignée en verre E, la tension électrique de l'air cesse, et l'électricité que cette tension avait soustraite, par C D, au corps qu'on examine, devient libre tout à la fois dans le petit plateau métallique, de sorte qu'on peut la découvrir au moyen de l'électromètre.

On parvient de cette manière à constater, dans des opérations chimiques, l'excitation de l'électricité qui ne serait pas sensible sans cela. Lorsque, par exemple, on garnit un fil de fer de gomme laque à sa partie moyenne, pour lui faire une sorte de poignée isolée, qu'on plonge l'une de ses extrémités dans la flamme d'une bougie, dans un brasier ardent, ou dans un verre contenant un mélange de zinc et de fer avec un peu d'acide et d'eau qui dissolvent le métal, enfin qu'on applique l'autre extrémité sur le plateau C D, dans le même temps qu'on touche A B avec le doigt, on trouve au bout de quelques secondes que le fil métallique, quand on le retire et qu'on soulève le plateau C D, est devenu électrique. L'électricité mise en liberté dans l'opération chimique à laquelle se réduit la combustion ou la dissolution, et qui était trop faible à chaque instant pour pouvoir agir d'une manière sensible sur l'électromètre, se concentre, dans cette expérience, en C D, et met la couche d'air dans l'état de tension électrique, mais devient tout à la fois libre et appréciable lorsqu'on lève le plateau C D, et qu'on détruit la tension.

Digitized by Google

On possède plusieurs sortes de condensateurs. Celui que j'ai indiqué, n'est ni le meilleur, ni le plus sensible; mais c'est le plus simple. Mon principal but, en le décrivant ici, a été de donner une idée théorique de ce genre d'instrumens, qui d'ailleurs exigent, pour être convenablement employés, non seulement beaucoup d'habitude, mais encore des connaissances diverses, qu'il ne peut entrer dans mes vues d'enseigner.

Excitation de l'électricité par le changement de température. — Plus nous apprenons à connaître les phénomènes électriques, et plus nous voyons se multiplier les motifs de croire qu'il n'existe pas de corps dans lesquels les électricités soient en équilibre parfait, quoique leur séparation soit inappréciable jusqu'à ce qu'une circonstance quelconque accroisse assez leur intensité pour qu'elles deviennent susceptibles d'affecter nos sens. Je vais parcourir quelques-unes des conditions qui semblent contribuer à rendre appréciable la séparation primitive des électricités, et d'abord je parlerai du changement de température.

Certains corps cristallisés du règne minéral ont la propriété de devenir électriques quand on les fait chauffer, de rester dans cet état tant qu'ils sont chauds, mais de perdre, quand la température monte jusqu'à un certain degré, leur électricité, qui redevient néanmoins sensible dès qu'ils se refroidissent. En pareil cas, les électricités contraires s'accumulent dans deux points opposés, qui sont situés aux sommets du cristal, de manière que l'axe électrique coïncide avec l'axe de celui-ci; ce qui arrive même lorsque, dans le morceau sur lequel on opère, l'axe est de dimension inférieure au diamètre de la coupe transversale. Les deux points électriques opposés portent le nom de *pôles électriques*, et l'on dit que les corps électrisables de cette manière sont susceptibles d'acquérir la *polarité électrique*.

On a trouvé que le point dans lequel la chaleur développe de l'électricité positive devient pôle négatif par le refroidissement. Lorsqu'après avoir fait acquérir la

Digitized by Google

polarité électrique à un corps, on l'approche de petits morceaux de papier ou d'autres corps légers, ceux-ci sont attirés par ses pôles, autour desquels ils s'accumulent; ou même, si l'électricité est forte, ils sont alternativement attirés et repoussés par eux. Ce phénomène a lieu d'une manière plus ou moins prononcée dans plusieurs minéraux, par exemple, dans diverses espèces de tourmaline, dans la mésotype, la topaze, la prehnite, etc. La coïncidence de l'axe électrique et de l'axe de cristallisation semble prouver que la propriété de s'électriser dépend d'une polarité électrique des molécules, et autorise à conjecturer que cette polarité joue un rôle dans la production des formes cristallines régulières (1).

Divers corps développent une grande quantité d'électricité lorsqu'ils prennent l'état solide, ou qu'ils entrent

---

(1) Linné, par un pressentiment vague, attribuait déjà les phénomènes de la tourmaline à l'électricité. Æpinus a fait voir qu'ils sont réellement électriques, mais sans parvenir à s'en faire une idée exacte. Wilcke, qui avait assisté aux expériences d'Æpinus, engagea l'Académie des sciences de Stockholm, dont il était secrétaire, à faire acheter quelques tourmalines (minéral alors rare et cher), afin qu'il pût continuer à en étudier les phénomènes. Le hasard amena les tourmalines acquises entre les mains de Bergmann, qui, avant de les remettre à l'Académie, fit sur elles quelques expériences dont le résultat, communiqué ensuite par lui à la compagnie, fut de porter nos connaissances sur les phénomènes électriques de ce minéral au degré où elles sont demeurées jusqu'à ces derniers temps. Wilcke, qui reprit ensuite ces expériences, sans y pouvoir ajouter rien de nouveau, se plaignit amèrement du procédé de Bergmann. Tout récemment Becquerel a publié quelques remarques qui avaient échappé à Bergmann, et qui sont fort remarquables. En effet, il a trouvé que quand on chauffe une moitié d'un cristal de tourmaline un peu long, sans que la température de l'autre moitié éprouve aucun changement, on ne voit se développer, pendant le refroidissement, qu'une seule électricité, la même qui se manifesterait si la tourmaline entière avait été chauffée, sans qu'on puisse apercevoir la moindre trace de l'électricité contraire dans le bout qui n'a point été mis au feu.

Digitized by Google

en fusion. Ainsi, par exemple, quand de l'eau se congèle avec rapidité dans une bouteille de Leyde dont l'armature extérieure n'est point isolée, l'instrument se charge faiblement, d'après les expériences de Grotthuss; son armature intérieure acquiert l'électricité positive, et l'extérieure l'électricité négative. Que la glace, au contraire, repasse avec promptitude à l'état liquide, le phénomène inverse a lieu, c'est-à-dire que l'armature interne est électrisée négativement, et l'externe positivement. La cire et le chocolat qui se figent deviennent souvent électriques, au point de pouvoir attirer des corpuscules légers. Quand un liquide s'évapore, sa portion réduite à l'état de fluide aériforme, est électrisée négativement, tandis que celle qui conserve encore l'état liquide l'est positivement. Le contraire a lieu dans la condensation d'un gaz, où la partie condensée est animée de l'électricité négative, et celle qui a encore la forme gazeuse, de l'électricité positive. Cependant il est difficile de faire ces expériences de manière à pouvoir découvrir et apprécier les électricités qui sont mises en liberté.

Excitation de l'électricité par le contact mutuel de corps hétérogènes. — Des expériences nombreuses ont appris que si l'on met deux corps hétérogènes isolés en contact l'un avec l'autre, et qu'ensuite on vienne à les séparer, l'un possède de l'électricité positive libre, et l'autre de l'électricité négative libre, qui ne se manifestaient point à l'état de liberté quand les deux corps étaient encore en contact. De la nature des corps qui se touchent ainsi dépendent, et l'intensité de l'électrisation, et l'espèce d'électricité qui devient libre dans chacun d'eux.

L'intensité de l'électrisation paraît tenir, toutes choses égales d'ailleurs, à la puissance de l'affinité chimique de ces corps, de manière qu'elle est grande quand cette affinité est forte, et peu considérable, ou même nulle, dans le cas contraire; mais l'espèce d'électricité qui devient libre dans un corps, dépend de la nature chi-

Digitized by Google

mique de celui-ci. Ainsi, par exemple, celui des corps combustibles qui, par sa combinaison avec l'oxigène, produit l'alcali le plus fort, c'est-à-dire l'oxide doué de l'affinité la plus puissante pour les acides en général, acquiert l'électricité positive, tandis que l'autre prend l'électricité négative, quoique d'ailleurs son oxide puisse également se combiner avec les acides, ou même qu'il soit un acide. La loi est la même quand les corps mis en contact se trouvent déjà oxidés. Les corps qui conviennent le mieux, et dont on se sert le plus habituellement pour ces expériences, sont le zinc et le cuivre, ou le zinc et l'argent; le zinc étant celui qui donne l'oxide alcalin le plus fort, est aussi celui qui acquiert toujours l'électricité positive.

Il est facile de se convaincre que l'électricité est excitée par le contact; en prenant une plaque de zinc et une autre de cuivre ou d'argent, fixant à chacune un manche isolé, par exemple, un bâton de cire à cacheter, les appliquant l'une contre l'autre, et les séparant ensuite à l'aide du condensateur, on reconnaît qu'il s'est développé de l'électricité positive dans le zinc, et de l'électricité négative dans le cuivre ou l'argent. Quand on passe un corps pulvérisé à travers un tamis en fil d'argent, la poudre devient électrique par l'effet de son contact avec ce dernier, et si on la reçoit sur une plaque de verre, on peut reconnaître, à l'aide du condensateur, quelle espèce d'électricité elle a acquise.

On ne connaît point encore parfaitement la raison pour laquelle des corps deviennent électriques par le contact. S'il est exact d'admettre dans tous les corps un certain degré d'électricité à l'état de décomposition, et si cet état dépend de la polarité électrique des molécules, le phénomène qui vient d'être décrit doit tenir à ce qu'au moment du contact les métaux neutralisent une partie de leurs électricités contraires (savoir, de l'électricité négative du zinc, et de l'électricité positive de l'argent); après quoi, quand on sépare les plaques, de l'électricité positive devient libre dans le zinc, et de

Digitized by Google

l'électricité négative dans l'argent, à peu près comme il arrive quand on lève le couvercle de l'électrophore de dessus le gâteau résineux. Je rapporterai plus loin des expériences qui semblent démontrer que les choses se passent réellement ainsi.

Quand on se sert de l'électricité excitée par le contact pour charger des corps non conducteurs, demi-conducteurs ou mauvais conducteurs, il se manifeste des phénomènes électriques différens, selon la nature et la disposition des corps qu'on emploie.

1° Lorsqu'on garnit un corps non conducteur, par exemple, une plaque très-mince en verre, résine, soufre, taffetas ou autres substances semblables, d'un côté, avec une feuille de zinc, de l'autre, avec une feuille d'argent, et qu'on place plusieurs appareils semblables l'un au-dessus de l'autre, de manière que le côté argent d'une couche soit en contact avec le côté zinc d'une autre, la plaque non conductrice se charge légèrement d'électricité développée par le contact. Mais la tension électrique qu'elle acquiert ainsi est si faible, qu'elle ne devient appréciable qu'autant qu'on empile les unes sur les autres quinze, vingt et jusqu'à trente plaques armées. Si l'on met les armatures extérieures des plaques métalliques supérieure et inférieure en communication par le moyen d'un fil métallique, l'électricité se décharge, et il faut qu'un petit laps de temps s'écoule avant que les plaques se chargent de nouveau. Ce retard tient à la lenteur avec laquelle les électricités se répandent dans les corps non conducteurs, quand elles ont si peu de force qu'en a l'électricité résultant du contact.

La raison pour laquelle plusieurs plaques empilées les unes sur les autres produisent une tension électrique plus considérable, tient à ce que quand deux plaques armées et superposées deviennent électriques par le contact de leurs faces internes, leurs armatures externes reçoivent en même temps de l'électricité libre. Si alors on les couvre d'une troisième plaque ayant l'ar-

Digitized by Google

mature contraire tournée en-dessous, celle-ci se charge non-seulement de l'électricité devenue libre dans l'armature de la seconde plaque, mais encore de la nouvelle quantité d'électricité qu'excite le contact des seconde et troisième paires de plaques métalliques hétérogènes. Par conséquent la tension électrique des trois paires réunies est plus forte que celle des deux premières paires. Si l'on ajoute une quatrième plaque, elle reçoit, non-seulement l'électricité libre de l'armature supérieure de la troisième, mais encore l'électricité excitée par le contact de celle-ci et de sa propre armature. Il y a donc plus d'électricité départie dans chacune des quatre plaques, qu'il n'y en avait auparavant dans trois. La tension augmente ainsi d'intensité à chaque nouvelle plaque qu'on ajoute. Les causes qui entrent en jeu dans cette circonstance sont donc parfaitement analogues à celles en vertu desquelles un aimant, placé au-dessus d'une enclume ou d'une autre grande masse de fer, porte un morceau de fer plus considérable que celui qu'il supporterait hors de là, et le laisse tomber aussitôt qu'on éloigne l'enclume, comme je le dirai plus au long en traitant du magnétisme.

2° Si, au lieu de corps non conducteurs, on choisit des demi-conducteurs, il se manifeste également des phénomènes de tension électrique : seulement la tension se rétablit en peu d'instans après la décharge, parce que le départ des électricités s'opère avec beaucoup plus de rapidité dans les corps demi-conducteurs armés que dans les non conducteurs dont il a été question précédemment. Si l'on prend des disques de papier dont les deux côtés, couverts l'un de zinc aminci à son égal par le laminoir, et l'autre d'une feuille de laiton, représentent celui-ci l'argent ou le cuivre, celui-là le zinc, et qu'on empile ces disques les uns sur les autres, de manière que le côté argenté de l'un corresponde au côté doré de l'autre, on obtient un appareil semblable à celui qui vient d'être décrit, avec cette différence qu'ici le papier est le corps qui doit recevoir la charge.

Digitized by Google

Pour que les phénomènes de charge électrique de cet appareil soient appréciables, il faut mettre six cents à mille paires de disques, et même plus, les unes sur les autres, en les pressant d'une manière légère, afin que le papier entre bien en contact avec le zinc. L'usage est d'entourer ces disques d'un cylindre ou étui en verre, dont les deux extrémités sont pourvues de plaques de laiton hermétiquement vissées et garnies de boutons métalliques, qui sont en contact immédiat avec l'armature externe des disques de papier supérieur et inférieur. L'un de ces boutons est toujours électrisé d'une manière positive, tandis que l'autre l'est constamment d'une manière négative. Si, ayant plusieurs de ces piles en son pouvoir, on les dispose de manière à ce qu'elles se touchent par leurs pôles contraires, l'intensité de leurs phénomènes se trouve accrue d'une manière considérable.

Plusieurs procédés ont été imaginés pour construire ces sortes de piles. On en a fait, par exemple, avec des couches d'amidon sec entre des disques de zinc et d'argent; on a employé aussi des disques de papier doré (dans lequel le zinc de l'amalgame remplace la feuille de zinc), recouverts d'un mélange de miel et de manganèse pulvérisé, qui, comme tous les suroxides, joue, à raison de l'oxigène en excès qu'il contient, le rôle d'élément négatif par rapport à tous les corps combustibles, et remplace ici la feuille d'argent. On a revêtu ces piles de résine fondue ou de soufre. Mais toutes sont bien plus faibles que celles dont je viens de donner la description, et perdent beaucoup plus tôt leur activité.

Si l'on met les pôles d'une pile semblable en communication par le moyen d'un conducteur, il s'opère une décharge qui se répète immédiatement après, parce que les disques métalliques de la pile se rechargent l'un l'autre presque instantanément par leur contact mutuel. Cependant les petits appareils de ce genre dont on s'est servi jusqu'à présent ne donnent point de com-

Digitized by Google

motion, et lorsque la décharge a lieu dans un liquide, celui-ci n'est pas sensiblement décomposé. On prétend néanmoins que quand les disques de papier ont trois à six pouces de diamètre, et qu'ils sont garnis sur toute leur surface, ces piles produisent de faibles effets chimiques semblables à ceux dont il sera parlé dans la suite. Zamboni assure qu'une pile de deux mille plaques peut, quand on la décharge, donner des étincelles longues d'une ligne et visibles en plein jour; il dit même que ces étincelles peuvent acquérir un demi-pouce de longueur, quand le bouton d'où on les tire est bien isolé et renfermé dans un verre où l'air soit maintenu sec.

Le phénomène le plus remarquable qu'on ait produit jusqu'à présent avec ces piles consiste en ce que l'extrémité d'une aiguille mince et isolée, qu'on suspend en équilibre, sur un axe très-mobile, entre les pôles de deux piles placées à peu de distance l'une de l'autre, oscille continuellement de droite à gauche et de gauche à droite. Les piles se déchargent au moyen de cette aiguille, la tiennent par cela même dans une oscillation continuelle, et forment ainsi une sorte de mouvement perpétuel. On a aussi placé des clochettes isolées aux pôles, et suspendu entre elles une petite boule métallique légère et creuse, qui, mise en mouvement par la décharge de la pile, oscille d'un côté à l'autre entre les clochettes, et produit un carillon qui, dans certains cas, dure plusieurs mois de suite. Quelquefois le bruit cesse; mais, au bout d'un certain laps de temps, il recommence de lui-même à se faire entendre.

On a cru que l'intensité de la charge de ces piles dépendait de l'état électrique de l'air, et que le nombre des oscillations décrites dans un temps donné par l'aiguille dont il vient d'être question, pouvait fournir des notions sur l'électricité atmosphérique. Mais des expériences récentes, faites avec plus de soin, ont démontré que les différences observées dans les oscillations

Digitized by Google

tiennent, d'une part, aux changemens de la température, et, de l'autre, à l'humidité inégale de l'air; ce qui fait que la force électromotrice de la pile et l'intensité électrique de ses pôles varient suivant que la plus ou moins grande sécheresse de l'air produit un isolement plus ou moins parfait.

On a prétendu que le phénomène de la charge de ces appareils électriques dépendait de l'humidité du papier; mais Jaeger a montré que quoique ces piles, après avoir été parfaitement desséchées, donnent des traces moins sensibles d'électricité à la température ordinaire de l'air, parce que le papier se trouve alors converti en un corps non conducteur, cependant, à une température plus élevée, par exemple, entre + 40 et + 60 degrés, elles acquièrent de nouveau leur charge primitive, et redeviennent aussi fortement électriques qu'elles le sont à la température ordinaire de l'air, quand le papier n'a pas été desséché d'une manière complète. Ce phénomène a lieu même lorsque les piles sont renfermées dans des étuis qui ne laissent point pénétrer l'humidité. Il paraît qu'on doit l'attribuer à ce que le papier sec et chaud est un corps demi-conducteur, tandis que le papier sec et froid n'est point conducteur. On a cru que les piles ainsi disposées ne pouvaient agir qu'en présence de l'air; mais elles se maintiennent tout aussi électriques dans le vide, et elles continuent à y mouvoir les petits appareils excitateurs avec beaucoup plus de régularité qu'elles ne le font dans l'air même.

On a remarqué que l'action de ces piles diminue au bout d'un certain temps, et qu'elle finit par cesser tout-à-fait. La cause n'en est point encore connue; mais il peut bien se faire qu'elle tienne au changement que les charges électriques continuelles produisent dans la composition du papier, ou à l'oxidation du métal, ou enfin à quelque autre circonstance analogue, puisque la théorie ne paraît point indiquer que l'action doive nécessairement s'arrêter.

3° Nous arrivons maintenant aux plus remarquables

Digitized by Google

des phénomènes que produit l'électricité excitée par le contact. Lorsqu'au lieu des solides non conducteurs ou demi-conducteurs dont il a été parlé jusqu'ici, on emploie un liquide qui conduit l'électricité, les effets de la transmission électrique augmentent d'une manière surprenante. Qu'on prenne, par exemple, une pièce d'argent (pl. I, fig. 11), A B, et une autre pièce de zinc, d'égale grandeur, C D; qu'on les place, l'une sur la langue, et l'autre dessous, comme l'indique la figure; au moment où elles se touchent devant le bout de l'organe, on sent une saveur brûlante, qui, au côté zinc, se rapproche de celle des acides, et, au côté argent, a un caractère moins déterminé. Cette saveur cesse lorsqu'on éloigne les deux métaux l'un de l'autre, c'est-à-dire lorsqu'ils ne sont plus électriques par le fait du contact. Ici l'humidité de la langue est le moyen à l'aide duquel les électricités contraires des métaux, après avoir été mises en liberté, exercent, si l'on peut s'exprimer ainsi, la faculté qu'elles ont de charger; et cette charge a pour résultat, outre le sentiment qu'excite le passage des électricités dans les nerfs, de déterminer un changement dans le liquide lui-même, dont certaines parties se portent vers l'argent, et d'autres vers le zinc, comme je le ferai voir par la suite. Si l'on applique un petit morceau de zinc à la face interne d'une joue, et une pièce d'argent sur la paroi interne de l'autre joue, et qu'on fasse communiquer les deux métaux en dehors par le moyen d'un fil d'argent, on éprouve dans l'œil, au premier moment du contact, une sensation de lumière, qui se dissipe rapidement, tandis que le sentiment d'une chaleur brûlante au voisinage des métaux annonce qu'il se fait une décharge continuelle. Chaque fois qu'on rétablit la communication au moyen du fil métallique, on voit reparaître la scintillation, qui n'est autre chose que l'effet de la première violence de la décharge électrique, laquelle s'étend jusqu'aux nerfs optiques, et fait éprouver à l'ame la sensation de la lumière, parce que toutes les impressions qui portent sur

Digitized by Google

ces nerfs produisent cette espèce de sensation, même celles qui sont purement mécaniques, comme les coups sur l'œil, le frottement de cet organe, etc.

Tandis que le liquide est affecté ainsi par les décharges de l'électricité des métaux devenue libre, la cause du départ des électricités par le contact continue sans interruption à agir; c'est-à-dire qu'il s'opère, entre les métaux eux-mêmes, une décharge continuelle, en vertu de laquelle ils redeviennent continuellement électriques.

Wollaston a démontré ces décharges d'une manière tout-à-fait inattendue et par une expérience fort ingénieuse. L'instrument qu'il emploie, pour atteindre à ce but, est un dé à coudre en cuivre, semblable à celui dont se servent les tailleurs, et assez comprimé pour représenter une ellipse très-allongée. Un disque de zinc est assujetti dans cet anneau, par de la cire à cacheter, de manière à s'en trouver parfaitement isolé, et les deux métaux communiquent ensemble, au moyen d'un petit manche métallique que porte l'anneau, par une lamelle de platine aussi mince que possible. Lorsqu'on plonge ce petit appareil, jusqu'aux trois quarts de sa hauteur, dans de l'acide hydrochlorique étendu, et que l'électricité du zinc et du cuivre, excitée par le contact, se décharge rapidement à travers le liquide fortement conducteur, la réunion des électricités opposées, par lesquelles naît l'électricité de contact, s'opère, au point de contact des métaux, avec une violence telle, que la petite lamelle de platine, qui sert à unir ces métaux, devient rouge comme du feu, et qu'on peut y allumer de l'amadou. Le succès de l'expérience est encore plus assuré lorsqu'on donne des dimensions plus grandes à l'appareil; mais comme la théorie indique d'avance qu'il doit réussir également en petit, Wollaston s'était proposé de constater par l'observation l'exactitude de cette donnée théorique.

Cette expérience prouve donc qu'à mesure que l'électricité développée par le contact se décharge à travers le liquide, elle est excitée avec non moins de rapidité

Digitized by Google

au point de contact par la décharge continuelle entre les métaux, et qu'en conséquence la matière électrique, si toutefois cette matière est autre chose qu'une hypothèse propre à rendre les phénomènes plus saisissables par notre intelligence, est sans cesse décomposée et recomposée dans le petit appareil.

Il existe plusieurs manières d'introduire un liquide entre des métaux électriques. Le procédé le plus usité et le plus efficace consiste à imbiber de ce liquide des disques de carton un peu plus petits que ceux de métal. Si l'on entasse plusieurs couches les unes sur les autres, dans l'ordre suivant : zinc, argent, carton mouillé; zinc, argent, carton, etc.; et qu'on termine la série par un disque d'argent, il résulte de là ce qu'on appelle une *pile électrique* ou *voltaïque*, dans laquelle l'intensité des phénomènes électriques augmente, de la manière qui a été décrite précédemment, avec le nombre des paires de disques. Ces piles donnent déjà des commotions sensibles, produisent des étincelles en se déchargeant, et décomposent les liquides à travers lesquels la décharge s'opère. C'est au premier moment que leur action a le plus d'énergie; elle va ensuite en décroissant toujours, et cesse dans le cours de deux ou trois fois ving-quatre heures.

Les liquides qu'on peut employer pour cela sont des mélanges d'acides et d'eau, ou des dissolutions, soit d'alcalis, soit de sels, dans l'eau. L'eau pure agit faiblement, parce qu'elle est mauvais conducteur, et que les effets croissent en proportion de la rapidité avec laquelle un liquide conduit l'électricité. L'addition d'un sel la rend meilleur conducteur, et augmente l'activité de la pile d'une manière notable. Mais lorsque la substance qu'on ajoute à l'eau est facile à décomposer, l'action devient encore plus forte. Ainsi l'acide nitrique agit avec plus d'intensité que l'acide sulfurique, et le sel ammoniac que le sel marin. Les substances qu'on a principalement appliquées à cet usage, sont : l'acide sulfurique, l'acide nitrique, l'acide hydrochlorique, le sulfate sodique, le

Digitized by Google

sel marin, le sel ammoniac, l'alun et plusieurs autres, dont on emploie la dissolution dans l'eau, tantôt seule, tantôt avec addition d'un acide.

On a reconnu que l'acide nitrique est la substance qui donne la charge la plus forte, mais qu'aussi l'action qu'il exerce cesse promptement. Son activité est en raison directe de sa concentration. Il résulte des expériences de Thénard et Gay-Lussac, que l'addition de dix, vingt, trente, quarante ou quatre-vingts parties d'acide nitrique concentré à une quantité donnée d'eau, détermine également une gradation de dix, vingt, trente, quarante ou quatre-vingts dans l'intensité des phénomènes électriques excités par la liqueur. L'acide sulfurique donne lieu à des effets moins énergiques que l'acide nitrique, et qui ne durent pas plus long-temps. L'acide hydrochlorique agit avec moins de force que le sulfurique, mais son action est plus durable. C'est donc à l'acide nitrique qu'il faut recourir quand on a besoin d'appliquer sur-le-champ la plus grande énergie possible de la pile, tandis qu'on emploie l'acide hydrochlorique lorsqu'il s'agit d'obtenir une action prolongée.

Les dissolutions salines agissent plus faiblement que les acides, mais leurs effets durent beaucoup plus long-temps. Le sel ammoniac est celui qui se rapproche le plus des acides. Le sel de cuisine, surtout quand il a été dissous dans du vinaigre, agit aussi d'une manière puissante, et c'est de lui qu'on se sert le plus généralement. Du reste, on a observé que les effets des dissolutions salines ne sont pas proportionnés à leur concentration, et qu'en outre des sels différens agissent aussi d'une manière différente. Gay-Lussac et Thénard ont reconnu qu'en temps donné une pile électrique établie avec un acide donne 87 mesures de gaz quand elle se décharge dans l'eau, tandis qu'elle n'en donne que 12 lorsqu'on emploie une dissolution saline, et qu'elle en fournit 187 si l'on a recours à une dissolution saline dans la préparation de laquelle entre autant d'acide que l'autre contenait d'eau pour dissoudre le sel. Je dois encore faire ob-

Digitized by Google

server que l'action de la pile est d'autant plus forte, que la couche de liquide interposée entre les deux métaux hétérogènes est plus mince.

Il y a plusieurs manières de construire ces piles électriques.

1° La première et la plus ordinaire est celle qui suit : on soude ensemble des plaques de zinc et de cuivre, de la grandeur d'une pièce de cent sous, et on les empile les unes sur les autres, en plaçant entre chaque paire une rondelle de carton préalablement bien imbibée d'une dissolution de sel commun dans le vinaigre. (Pl. I, fig. 12.) Lorsqu'on commence la pile de manière que le côté cuivre de la paire inférieure soit tourné en haut, il faut continuer de même pour toutes les autres paires. On peut aussi se servir de plaques métalliques qui ne soient pas soudées ensemble ; mais souvent alors il arrive que le liquide exprimé des rondelles de carton pénètre entre les disques eux-mêmes, ce qui affaiblit singulièrement l'activité de la pile. Il ne faut d'ailleurs pas faire entrer plus de vingt à trente ou quarante paires de plaques dans la composition d'une pile ; sans quoi la pression, devenant trop considérable, exprime le liquide des rondelles inférieures de carton. Aussi quand on veut employer une force provenant d'un plus grand nombre de paires, cent par exemple, le mieux est de construire plusieurs petites piles, et de mettre leurs pôles opposés en communication par le moyen de fils métalliques. Quand l'action de l'appareil s'arrête, il faut le démonter pour nettoyer les plaques métalliques de la pellicule oxidée qui s'est formée à leur surface pendant l'expérience, et qui d'ordinaire y adhère assez fortement. Comme ce nettoyage est fort incommode, on a imaginé d'autres méthodes, qui exemptent d'y recourir, et que voici :

2° On se procure au moins cinquante petits verres, d'un pouce de diamètre au fond, et de deux pouces et demi à trois pouces de haut, cylindriques, ou ayant la forme représentée pl. I, fig. 13. On les réunit sur une

Digitized by Google

planche percée d'un trou pour chacun d'eux, et on les emplit aux deux tiers d'acide hydrochlorique faible. On prend alors une suffisante quantité de fils de cuivre assez forts, longs de sept à huit pouces, à l'une des extrémités de chacun desquels, après les avoir bien nettoyés et enduits d'un peu de dissolution de sel ammoniac, on coule une boule de zinc, par le moyen d'un moule à balles ordinaire. On peut aussi tremper dans du zinc fondu le bout de fil, qui en retient un peu, et répéter l'immersion plusieurs fois de suite, pour augmenter le volume du bouton de zinc; mais ce procédé est plus long. Les fils de cuivre étant préparés, on les introduit dans les verres, de manière que la boule de zinc touche au fond, et que le fil, courbé sur lui-même, s'enfonce dans le verre suivant, jusqu'à un demi-pouce de distance de la boule de zinc, (Pl. I, fig. 14.) Plus le fil est fort, et plus l'appareil agit avec énergie. On peut même accroître encore cette dernière en aplatissant la portion recourbée du fil de cuivre, pour lui donner plus de surface. On peut aussi employer des bandelettes de cuivre et de zinc, soudées ensemble, et courbées de manière que l'extrémité zinc plonge dans un verre et l'extrémité cuivre dans le suivant. Cet appareil porte le nom d'*appareil à tasses de Volta*. C'est le plus commode parmi ceux de petites dimensions, et celui dont l'entretien coûte le moins. Lorsqu'on ne veut plus s'en servir, il n'y a qu'à enlever les fils métalliques, les laver dans de l'eau, et les essuyer avec un linge propre. Quelques minutes suffisent pour les remettre en place, quand une autre expérience l'exige.

3° On appelle *piles à auges* les appareils dans lesquels les plaques plongent immédiatement dans le liquide, sans rondelles de carton ou de drap interposées. Dans la plus ancienne sorte de ces appareils, qui a été mise en usage par Cruikshank, les plaques métalliques, soudées et entourées d'un mastic non conducteur, sont disposées dans une cuve en bois, qu'on emplit ensuite d'un liquide approprié. Ordinairement on se sert pour cela

Digitized by Google

de grandes plaques carrées, ayant presque toujours quatre pouces de long, sur autant de large, ce qui leur donne seize pouces carrés de superficie. A la fin de chaque expérience, on vide la caisse du liquide qu'elle contient, on la lave avec de l'eau pure, on la laisse égoutter, et on la fait sécher.

Ce premier mode de construction des piles à auges a été singulièrement perfectionné depuis en Angleterre. On fait maintenant des auges en porcelaine, qui sont partagées en dix ou douze compartimens par des cloisons intermédiares, comme l'indique la fig. 3, pl. II. A Londres, on fait de ces auges qui ont quatorze pouces et demi de long, sur six de large, avec dix compartimens. Ceux-ci reçoivent des paires de disques alternatives en cuivre et zinc, unies par une bande de cuivre large d'un pouce (pl. II, fig. 2), et disposées de la manière suivante (pl. II, fig. 4) : *ab* est un morceau de bois sec et vernissé, auquel se visse la bande de chaque paire, et qui permet de retirer toutes les plaques à la fois du liquide, quand on veut arrêter l'expérience. En introduisant ces plaques dans l'auge, on a soin que leurs bandes d'union correspondent au milieu des cloisons élevées entre les compartimens, et que chacun de ceux-ci reçoive une plaque de zinc et une plaque de cuivre, qui ne soient en rapport l'une avec l'autre que par le moyen du liquide ambiant. On peut, en réunissant plusieurs auges, se procurer des appareils contenant le nombre de paires de plaques qu'on veut avoir.

L'expérience a appris qu'en doublant les plaques de cuivre, ou double aussi l'énergie chimique de l'appareil, parce qu'alors les deux faces du zinc agissent également. Dans ce cas, on reploie la plaque cuivre d'une paire autour de la plaque zinc de la paire voisine, comme l'indique la fig. 5, pl. II, où l'appareil est vu de haut en bas, et où les lignes ponctuées indiquent les bandelettes par le moyen desquelles les métaux sont unis ensemble. On s'aperçoit aisément que, l'appareil étant disposé ainsi, les plaques de zinc doivent agir des deux

Digitized by Google

côtés, tandis que, dans le précédent, leur action ne s'exerce que d'un seul. Au reste, l'action croît toujours proportionnellement à l'étendue de la surface du métal électro négatif, de manière que, d'après les expériences de Morichini, celle-ci peut être jusqu'à sextuplée, avec accroissement toujours considérable de force; passé ce terme, la force augmente moins vite. Quand la surface du cuivre plongé dans le liquide est décuplée, l'action est triplée; pour quadrupler celle-ci, il faut que la surface du cuivre soit rendue trente fois plus étendue.

On peut encore construire l'appareil de la manière suivante. On se procure des auges de cuivre laminé étroites et en forme de parallélipipède, qui doivent avoir dix pouces de haut, autant de long, et un demi-pouce seulement de large : on les place, sur un support en bois, les unes à côté des autres, de manière qu'elles ne se touchent pas; ensuite on y introduit des plaques de zinc longues de neuf pouces, en ayant soin qu'elles ne touchent au cuivre sur aucun point, et on les unit ensemble par le moyen d'une barre de bois transversale, comme dans l'appareil anglais *a b* de la fig. 4, pl. II; en outre, on établit une communication entre elles par une bandelette de cuivre partant de l'auge voisine. Alors on verse le liquide dans les auges, qui agissent comme des doubles plaques de cuivre. Œrsted et Stadion, qui se sont servis les premiers de cet appareil, en vantent l'énergie extraordinaire.

Hare a imaginé un nouveau mode de construction des appareils à auges. On place un disque de carton ou de cuir entre les plaques de zinc et de cuivre, puis on roule le tout en spirale, et après avoir enlevé la rondelle de cuir, on fixe les plaques métalliques dans la situation qu'elles occupent, en glissant entre elles de petits morceaux de bois qui empêchent les métaux de se toucher. La communication du zinc d'une paire avec le cuivre de l'autre s'établit à l'aide d'une barre de bois transversale, comme il a été dit précédemment. On plonge ensuite ces plaques métalliques ainsi roulées dans un

Digitized by Google

vase de verre cylindrique; ce qui présente plusieurs avantages : car, outre que des plaques d'une grandeur énorme trouvent à se loger dans des cylindres d'un diamètre de quelques pouces, la plus grande partie des deux faces de chaque métal est active, et la quantité nécessaire de liquide est aussi petite que possible, lorsqu'on fait le rouleau de plaques assez grand pour remplir exactement le vase. On a construit depuis un autre appareil moins dispendieux, dont l'énergie égale, dit-on, celle de l'instrument qui vient d'être décrit. On taille des plaques de zinc laminé, larges, par exemple, de trois ou quatre pouces; à chacune d'elles on fait un étui en cuivre laminé mince, qui l'entoure à la distance d'une ligne au plus, sans y toucher; on les fixe alors, au nombre de cinquante, par exemple, sur une barre de bois, en ayant soin de les attacher de manière qu'il leur soit impossible de changer de place, ce qui pourrait faire qu'elles touchassent aux étuis de cuivre. La plaque de zinc d'une paire est unie, sur la barre de bois, avec l'étui en cuivre de la paire voisine. Ces étuis sont placés à côté les uns des autres, et l'on introduit entre chacun de leurs couples un morceau de carton mince trempé dans du vernis à l'huile de lin et à moitié sec; puis on les comprime de manière qu'ils appuient tous les uns contre les autres, et que l'eau ne puisse pas pénétrer entre eux. L'appareil étant disposé ainsi, on le plonge dans une seule auge allongée, sans cloisons, qui contient de l'acide nitrique affaibli. Quatre de ces appareils réunis ensemble, c'est-à-dire présentant un ensemble de deux cents paires, possèdent une force extraordinaire. Hare leur a donné les noms de *calorimoteur* et *déflagrateur*, parce que leur décharge produit, relativement à l'espace qu'ils occupent, une chaleur infiniment supérieure à celle qui résulte des appareils ordinaires à auges.

Les appareils à auges ont de grands avantages, mais aussi de graves inconvéniens. Ils exigent des quantités considérables de liquide, ce qui devient assez dispendieux quand on se sert d'acides. Une batterie à auges de

Digitized by Google

Londres, d'environ cinquante paires de plaques, exige vingt à trente pintes de liquide. La grande et inégale distance qui se trouve entre les plaques de chaque paire rend l'action de ces appareils beaucoup plus faible qu'elle ne l'est lorsqu'on empile les plaques les unes sur les autres, en les alternant avec des disques de carton imbibés du même liquide. Comme, en outre, on est dans l'usage, pour augmenter l'action, de remplir l'auge avec une dissolution d'alun aiguisée d'acide sulfurique, le dégagement de gaz hydrogène qui a lieu pendant l'action de l'appareil, est si considérable et gêne tellement la respiration, que l'opérateur a déjà de la peine à le supporter quand le nombre des paires de plaques est de cinquante. L'institution royale de Londres possède un de ces appareils contenant deux milles paires de plaques réparties dans deux cents auges; mais il est placé sous une voûte souterraine, et l'électricité conduite, par des fils métalliques isolés, dans une chambre située au dessus, ce qui permet de la mettre en expérience sans crainte d'être incommodé.

Dans tous les cas, guidé par l'expérience, je conseillerais plutôt à ceux qui n'ont pas plus de cinquante paires de plaques, de les empiler les unes sur les autres, en les alternant avec des disques de carton, que de les disposer dans une auge, parce que l'action, qui est cinq à six fois plus énergique, compense bien la peine qu'on est obligé de prendre pour dresser l'appareil. Mais quand on a plusieurs centaines de paires à sa disposition, le mieux est d'employer l'auge, parce qu'alors l'appareil peut être mis en jeu par une ou deux personnes, ce qui ne serait pas praticable autrement.

Indépendamment de ces méthodes pour multiplier l'énergie de l'électricité développée par le contact, il en existe plusieurs autres encore, dont je ne ferai cependant connaître qu'une seule. Elle consiste à obtenir une charge électrique d'un seul métal, en se servant de deux liquides différens d'une nature telle que l'électricité du métal est excitée d'une manière opposée par le contact de chacun

Digitized by Google

d'eux, c'est-à-dire qu'en touchant à ce métal l'un devient positif et l'autre négatif. Quand, par exemple, l'un des liquides est un acide concentré et l'autre un alcali concentré, et qu'on empile l'un sur l'autre, toujours dans le même ordre, cuivre, acide, alcali; cuivre, acide, alcali, etc. : le cuivre devient positif au contact avec l'acide, et négatif à celui avec l'alcali. De là résulte une décharge continuelle, tant entre le métal et les deux liquides, qu'entre ceux-ci eux-mêmes. Cependant un semblable appareil ne tarde pas à perdre son activité par l'effet du mélange des liquides. Au reste, on peut se convaincre du départ qui s'y fait de l'électricité, par une expérience fort simple. Qu'on verse dans un petit vase de verre cylindrique, haut d'un pouce environ, une dissolution de vitriol bleu dans de l'acide sulfurique étendu, puis, par-dessus, de l'ammoniaque liquide, avec assez de précaution toutefois pour que les deux liquides ne se mêlent point ensemble, et restent parfaitement distincts l'un de l'autre; qu'on y enfonce ensuite un fil de cuivre, de manière qu'une partie de ce fil plonge dans l'acide, et l'autre dans l'alcali; ordinairement on trouve, au bout de douze à vingt-quatre heures, l'extrémité supérieure, ou négative, couverte de cristaux de cuivre, tandis que l'inférieure, ou positive, est corrodée, et en partie dissoute. Or ici l'oxide cuivrique du vitriol a été porté de bas en haut par la décharge électrique et ensuite décomposé en partie, de manière que le cuivre a cristallisé au bout supérieur et négatif du fil, tandis que son oxigène a été employé de nouveau pour oxider une autre portion de cuivre au bout inférieur et positif.

Zamboni a fait connaître récemment un petit appareil à auges, composé d'eau et d'un seul métal, qui jouit d'une force électrique très-sensible. On place des verres de montre, par exemple cinquante, les uns à côté des autres, et au fond de chacun on met une plaque arrondie d'étain laminé, d'où part une bandelette étroite du même métal, assez longue pour pouvoir être recourbée dans le verre suivant. Cela fait, on verse de l'eau dans

Digitized by Google

les verres, et on les dispose de manière que les bandelettes métalliques qui les unissent soient toutes dans la même direction. Le dernier verre de ce petit appareil donne, à l'aide du condensateur, des marques très-sensibles de charge électrique; la portion la plus large de la feuille d'étain correspond au métal positif, et la plus étroite, ou la bandelette, au métal négatif. Ce phénomène, qui semble paradoxal au premier aperçu, tient sans doute à ce qu'au contact avec l'étain l'eau acquiert une charge électrique, par l'effet de ce même contact, comme il arrive dans les piles ordinaires, mais infiniment plus faible, et qu'ensuite à sa surface elle prend l'électricité contraire. Les choses se passent alors de la même manière absolument qu'on le voit dans une plaque de verre armée et chargée seulement d'un côté, qui n'en prend pas moins la charge, malgré le défaut d'armature opposée. Ici les bandelettes d'étain ne servent point comme excitateur, mais uniquement comme conducteur entre les côtés non armés de l'eau, et agissent avec d'autant plus d'efficacité qu'elles sont plus minces. Zamboni a trouvé que quand on dissout un peu de sel ordinaire dans l'eau consacrée à cette expépérience, l'électricité déchargée se rétablit bien avec plus de promptitude, mais qu'elle est plus faible, et que si l'on emploie des dissolutions très-chargées, il ne se produit pas du tout d'électricité.

Œrsted a prouvé que des inégalités mécaniques entre diverses pièces d'un même métal peuvent produire de faibles effets électriques entre ces mêmes pièces, comme si elles étaient de métaux différens. Si, par exemple, on plonge deux plaques de zinc de largeur différente dans un liquide faiblement acide, et qu'on vienne à les mettre en contact l'une avec l'autre, la plus large agit comme cuivre par rapport à l'autre. Mais si l'acide est fort, ou son action exaltée par la chaleur, cette plus large pièce se comporte, au contraire, comme zinc, à l'égard de la plus étroite, qui agit alors comme cuivre. Lorsque, de deux plaques égales, l'une se trouve cor-

Digitized by Google

rodée et rendue inégale par l'effet de son immersion précédente dans un acide, elle joue le rôle de zinc à l'égard de l'autre, dont la surface unie agit comme cuivre.

Les diverses dimensions de la pile électrique sont aussi une source d'effets différens, toutes choses égales d'ailleurs. Ces dimensions se rapportent à *l'étendue de la surface du liquide touché par les métaux électriques opposés, et au nombre des paires de plaques qu'on associe ensemble.*

L'énergie électrochimique de la pile, c'est-à-dire sa faculté de décomposer le liquide, de produire le phénomène du feu, etc., augmente dans la même proportion que s'accroît la surface de la liqueur. Les métaux, au contraire, n'ont besoin que de se toucher par une très-petite surface, relativement à celle du liquide. Aussi, dans les piles composées de petites plaques, ne faut-il qu'un point; tandis que, dans celles qui sont plus grandes, une surface de contact un peu plus étendue est nécessaire pour que l'électricité déchargée entre les métaux puisse se transmettre sans obstacle.

Un exemple rendra l'influence de ces dimensions plus sensible. Quand on a dix piles parfaitement égales, et qu'au moyen de leurs divers conducteurs on leur permet de se décharger toutes dans une quantité donnée de liquide, la proportion de gaz hydrogène et de gaz oxigène qu'elles dégagent en décomposant l'eau, est dix fois plus considérable que celle qu'on obtient d'une seule pile. Si ensuite on réunit les divers conducteurs des pôles homonymes en un seul, et que le conducteur commun ne soit pas trop faible, on obtient le même résultat : d'où il est clair que l'effet serait absolument identique, si chaque plaque présentait dix fois plus de surface et que les dix piles n'en fissent qu'une seule. Cette vérité se démontre plus complètement encore de la manière suivante; si, par exemple, cinquante paires de plaques, ayant seize pouces carrés de surface, brûlent, en se déchargeant, environ deux pouces d'un fil

Digitized by Google

très-délié, des plaques de trente-deux pouces en brûleront quatre pouces, d'autres de soixante-quatre pouces, huit pouces, etc.

On a essayé des plaques de différentes dimensions, et toujours on a reconnu qu'avec leur grandeur augmente aussi leur énergie. Sous ce rapport, la plus grande batterie connue est celle que Children construisit en 1812; elle se composait de vingt paires de plaques, ayant six pieds de long, sur deux pieds huit pouces de large. La chaleur qu'elle donnait à l'endroit où elle se déchargeait était incroyable; un fil de platine, long de plusieurs pieds, dont on se servait pour la décharger, demeurait continuellement rouge.

La seconde dimension de la pile est relative au nombre des paires de plaques. Si l'on réunit dix piles égales par leurs pôles opposés, de manière qu'elles n'en fassent plus qu'une seule contenant dix fois plus de plaques, cette pile l'emporte de beaucoup en force sur chacune des dix, prises en particulier. Mais ce n'est pas dans son action chimique qu'elle se montre plus énergique, c'est principalement dans ceux des phénomènes qui tiennent à l'intensité de l'électricité décomposée. Ainsi, par exemple, elle écarte davantage les boules de l'électromètre, et donne une commotion bien plus violente qu'une seule pile dont les plaques sont dix fois plus grandes. Cette particularité tient à ce que, comme je l'ai fait voir précédemment, l'intensité de la charge augmente avec le nombre des paires de plaques, c'est-à-dire qu'alors l'électricité tend à se décharger avec plus de force.

Lorsqu'on compare ensemble les commotions électriques de ces piles, on trouve bien que celle de la pile décuple l'emporte sur celle de la pile simple, parce que les sens sont affectés aussi par la quantité de l'électricité; mais la commotion que donnent les dix piles mises en communication par leurs pôles contraires, est plus violente sans comparaison, parce qu'ici c'est principalement la violence avec laquelle s'opère la décharge qui agit sur le sentiment.

Digitized by Google

Cependant la quantité d'électricité décomposée augmente aussi un peu avec l'intensité, quoique dans une très-faible proportion. Gay-Lussac et Thénard ont démontré par des expériences que l'activité électrochimique d'une pile, qui dépend principalement de la quantité d'électricité, augmente dans la proportion des racines cubiques du nombre des paires de plaques. Ainsi, pour doubler l'action électrochimique d'une pile de soixante-quatre paires de plaques, il faut employer cinq cent douze paires, parce que soixante-quatre est le cube de quatre, et cinq cent douze celui de huit. Il suit donc de là que le nombre des plaques doit être octuplé, pour que l'action électrochimique soit doublée.

Maintenant il me reste encore à parler du changement que le liquide subit dans la pile, et des phénomènes physiques et chimiques que produit la décharge de cette dernière.

Le changement du liquide est extrêmement remarquable. J'ai déjà dit précédemment que, pendant la décharge électrique, certains principes constituans se portent au métal positif, d'autres au métal négatif, et que ce départ a lieu dans un ordre fixe; de manière que, parmi les corps simples, l'oxigène, et parmi les corps composés, les acides, gagnent le côté positif, tandis qu'on voit se rassembler au côté négatif les corps combustibles simples, et, parmi les composés, tous les oxides susceptibles de former des sels avec les acides, et dont les radicaux ont plus d'affinité pour l'oxigène que n'en a l'hydrogène, comme, par exemple, les alcalis, les terres, les oxides du zinc, du manganèse, du cérium et de plusieurs autres métaux. Ainsi, dans une pile construite avec des plaques de zinc, des plaques de cuivre et des rondelles de carton imbibées d'une dissolution de nitrate sodique, au côté cuivre se rassemblent l'hydrogène de l'eau, qui s'échappe sous la forme du gaz, et la soude du sel, qui reste en dissolution dans l'eau, tandis qu'au côté zinc s'accumulent l'oxigène de l'eau et l'acide du sel; mais l'oxigène, au lieu de s'échapper

Digitized by Google

sous forme de gaz, se combine avec du zinc et de l'acide nitrique, d'où résulte du nitrate zincique. Dès que tout l'alcali s'est porté au cuivre, et tout l'acide au zinc, l'action de la pile s'arrête; ordinairement même elle cesse aussitôt que le zinc s'est couvert d'une couche d'oxide épaisse, qui interrompt la conduction, et sans laquelle l'électricité continuerait toujours dans les appareils à auges, où la mobilité du liquide empêche que les principes constituans, mis à nu par la décharge, restent tranquilles à l'endroit qui leur est dévolu.

J'ai déjà dit que les phénomènes électriques de la pile ont d'autant plus d'intensité que le fluide se décompose plus facilement, c'est-à-dire qu'il faut moins de force pour en séparer les principes constituans et les conduire chacun vers son pôle respectif. De là vient que quand, dans l'exemple cité, nous construisons la pile de manière à employer, au lieu de nitrate sodique, une dissolution des principes de ce sel, savoir, de l'acide nitrique liquide et de la soude caustique, et que nous mettons ces substances en contact avec les métaux dans un ordre opposé à celui où elles se trouvent à la cessation de l'action de la pile, c'est-à-dire quand nous construisons la pile de manière qu'on y voie figurer successivement du cuivre, du zinc, du carton avec de la soude caustique, du carton avec de l'acide nitrique, et ainsi de suite, de là vient, dis-je, qu'il est beaucoup plus facile alors à l'acide de gagner le côté zinc, et à l'alcali de se rendre au côté cuivre, que quand ces deux substances sont combinées ensemble et ont besoin d'être d'abord dissociées. De là vient aussi qu'une pile, construite d'après ce principe, produit des effets électriques extraordinaires, et beaucoup plus considérables que lorsqu'on emploie une dissolution de nitrate sodique. Cependant son action diminue à mesure que l'acide et la soude se combinent, pour produire du sel, et lorsqu'ils se sont neutralisés réciproquement, cette action devient beaucoup plus faible, mais n'en continue pas moins à s'exercer jusqu'à ce que les principes con-

Digitized by Google

stituans du liquide se soient portés en grande partie aux pôles opposés, savoir, l'alcali au cuivre et l'acide au zinc. On fait une expérience de ce genre plus concluante avec l'appareil à tasses (pl. I, fig. 14.), en mettant l'alcali au fond du verre, et versant ensuite l'acide dessus avec précaution, pour que les deux liquides ne se mêlent point ensemble. Le résultat est plus sensible encore si l'on a préalablement coloré ces deux liquides avec un peu de teinture de chou rouge, qui rend l'acide rouge et l'alcali vert; car, à mesure que les deux liqueurs se pénètrent, on voit reparaître la couleur bleue du chou rouge, sur les points où elles se neutralisent réciproquement.

L'action des piles de cette espèce se partage donc en deux temps différens : dans l'un, qui dure jusqu'à la combinaison de l'alcali avec l'acide, elle est plus forte, et la décharge électrique est aidée par l'affinité mutuelle de l'acide et de l'alcali; dans l'autre, où elle est plus faible, l'affinité contrarie la décharge électrique, celle-ci devant commencer par détruire la combinaison que l'acide et l'alcali ont contractée ensemble, pour les entraîner en sens inverse l'un de l'autre. Il est manifeste que ce dernier temps seul a lieu dans nos piles ordinaires, construites avec les dissolutions salines; de sorte que, pour obtenir la pile la plus énergique, il faut placer à la suite l'un de l'autre, cuivre, zinc, alcali, acide; cuivre, zinc, alcali, acide, etc. Une semblable pile continue à agir jusqu'à ce qu'il se soit établi un autre ordre donnant cuivre, zinc, acide et alcali.

Lorsque, de prime abord, on construit une pile dans ce dernier ordre, elle n'est pas absolument inerte; mais son action est extrêmement faible, et ne diffère pas de celle qu'on obtiendrait si on se servait d'eau seulement pour imbiber les rondelles de carton. Cette eau est effectivement décomposée et réduite à ses élémens; l'hydrogène se porte au cuivre, l'oxigène se combine avec le zinc, et la décharge continue à se faire : mais la pré-

Digitized by Google

sence de l'alcali et de l'acide n'y contribue qu'en rendant l'eau un peu plus conductrice.

Les phénomènes électrochimiques que j'ai décrits jusqu'ici n'ont lieu que quand il s'opère une décharge continuelle de la pile. Si l'on interrompt cette dernière, ou si les électricités s'accumulent aux pôles sans décharge, le liquide cesse d'éprouver aucune altération. Il n'en surviendrait non plus aucune si l'on pouvait tenir les pôles dans un isolement absolu; mais comme, à chaque instant, une partie des électricités accumulées est déchargée par l'air ambiant, il résulte de là que le liquide subit encore une légère décomposition, et l'on trouve même le zinc un peu attaqué lorsque la pile demeure sans se décharger. D'après cela, ce n'est point le développement de l'électricité dans la pile qui produit les phénomènes électrochimiques, mais ces phénomènes ont lieu pendant la décharge des électricités à travers le liquide conducteur.

Les phénomènes physicochimiques qui résultent de cette décharge ne méritent pas moins d'attention que les précédens. Lorsqu'on suspend un électromètre en liége à l'un des pôles de la pile, et qu'on isole l'autre pôle, les deux boules s'écartent. L'étendue de cet effet dépend du nombre des paires de plaques et non de leur grandeur. On peut aussi produire de cette manière, mais seulement à un faible degré, plusieurs des phénomènes ordinaires de l'attraction et de la répulsion électriques.

Si l'on joint les deux pôles par un fil métallique, et que la charge ait une certaine intensité, une étincelle jaillit au moment de la décharge. On l'obtient mieux avec les excitateurs pointus qu'avec ceux qui sont arrondis, et son volume est proportionné à la grandeur des plaques, c'est-à-dire qu'elle est plus apparente lorsqu'on emploie un petit nombre de grandes paires de plaques, que quand on se sert de petites plaques. On l'obtient aussi en dirigeant les fils métalliques des deux pôles dans l'eau, et les mettant en contact l'un avec

Digitized by Google

l'autre au milieu du liquide. Ce phénomène tient à ce qu'ici l'intensité de l'électricité est tellement faible que l'eau, bien qu'elle joue le rôle de conducteur à l'égard d'une électricité plus forte, agit jusqu'à un certain point comme corps non conducteur par rapport à celle-là. On aperçoit même encore cette étincelle au milieu de la flamme d'une bougie, et l'intensité de son éclat ne s'affaiblit point en la traversant. Si l'on se sert, pour excitateur, d'un fil de fer délié, par exemple, d'une corde de clavecin n° 10, la pointe de ce fil prend feu sur-le-champ, et lance des étincelles tout autour d'elle. Les plus vives et les plus brillantes étincelles sont celles qu'on obtient en déchargeant la pile avec de l'or de Manheim battu et du mercure, mis chacun en rapport avec un pôle.

Au reste, la décharge de la pile produit le même phénomène de feu et de chaleur que l'électricité ordinaire. L'étincelle allume un mélange de gaz oxigène et de gaz hydrogène. Une pile de plaques enflamme et rougit les corps à travers lesquels elle se décharge, lorsque leur capacité est trop petite pour décharger l'électricité aussi rapidement qu'elle se produit. On peut de cette manière, en déchargeant une forte pile par le moyen de deux fils de platine, souder ceux-ci ensemble au point de contact, brûler plusieurs aunes de fil de fer au moment de la décharge, embraser du charbon, etc. La grande pile de l'Institution royale de Londres fait rougir deux morceaux de charbon, au point de décharge, plus fortement qu'on ne parvient à le faire avec tout autre moyen de combustion, et cela même au milieu de gaz dans lesquels la combustion ne saurait avoir lieu. C'est ce qui nous prouve, de la manière la plus frappante, qu'aussitôt que les électricités cessent de se montrer à l'état de départ, elles se manifestent comme lumière et chaleur rayonnantes, ou du moins produisent ces deux phénomènes. On est parvenu, avec la grande batterie à plaques de Children,

Digitized by Google

à fondre des métaux qui sont infusibles au feu, l'iridium, par exemple.

Hare et Silliman ont produit, avec le déflagrateur, des températures si élevées que quand la décharge s'opérait entre des pointes de charbon, cette substance semblait se fondre en petits globules brillans. L'expérience présentait, en outre, une circonstance singulière : c'est que, du charbon communiquant avec le pôle positif du déflagrateur, se détachaient de petites parcelles qui s'accumulaient sur la pointe négative et l'allongeaient (1). La lumière était si vive que les yeux ne pouvaient la supporter; on pouvait la comparer à celle du soleil, tant elle était incolore et avait de faculté illuminante.

Lorsqu'on décharge une grande pile de plaques dans une petite quantité de liquide, celui-ci s'échauffe, et finit par entrer en ébullition. Si, par exemple, on verse une dissolution saline dans un petit vase conique de métal, qui soit en rapport avec l'un des pôles, et qu'ensuite on introduise dans la liqueur un épais morceau de métal, par exemple, une balle, qui ne remplisse pas tout-à-fait la capacité du vase, le liquide devient bouillant

(1) D'après les expériences de Hare et Silliman, le déflagrateur ou calorimoteur dévoile encore une propriété remarquable: c'est que quand on le met en rapport, par les pôles contraires, avec un appareil à auges ordinaire composé de plaques d'une égale grandeur et baigné par le même liquide, il n'augmente pas l'activité de cet appareil, qui le traverse seulement, comme elle ferait tout autre corps conducteur; l'activité du déflagrateur est totalement arrêtée par l'appareil à auges. Hare explique ce phénomène en admettant que dans des appareils qui ne sont pas semblables, les combinaisons de l'électricité et de la chaleur se développent en proportion inégale. Suivant lui, l'appareil ordinaire développe davantage de la première, et le déflagrateur davantage de la seconde; ce qui fait que l'activité de l'appareil à auges traverse bien le déflagrateur, mais que celle du déflagrateur ne passe point à travers l'appareil à auges.

Digitized by Google

dans l'espace de quelques minutes. Cependant, pour que l'expérience réussisse, il faut que la pile soit très-forte, et que les métaux excitateurs présentent autant de surface que possible, parce qu'autrement les électricités ne pénétreraient point dans l'eau en quantité suffisante pour la faire bouillir. Si la masse du liquide est considérable, et la pile faible, le premier se refroidit par l'action de l'air avec presque autant de rapidité qu'il s'échauffe, de manière que l'échauffement qu'il acquiert est insensible.

Quand, de chaque pôle d'une pile, on conduit un fil métallique isolé à chacune des deux armatures d'une bouteille de Leyde, celle-ci se trouve chargée à l'instant même de toute l'intensité de la pile, que d'ailleurs la bouteille soit petite ou qu'elle fasse partie d'une batterie entière. Van Marum a trouvé qu'une pile de fort petites plaques chargeait instantanément la grande batterie qui fait partie de la colossale machine électrique du Musée de Teyler, jusqu'au degré particulier à cette pile; ce qui exigerait plusieurs tours de la puissante machine. On voit d'après cela que la différence entre les effets de l'électricité développée par le frottement, et de celle qui est excitée par le contact, consiste en ce qu'une petite quantité de la première jouit d'une grande intensité d'action, tandis qu'une quantité infiniment grande de la seconde n'en a qu'une faible.

S'il est exact de considérer le liquide de la pile voltaïque, à l'instar du verre armé de la bouteille de Leyde, comme un corps chargé, on peut admettre que cette différence de l'électricité tient à ce que le liquide a infiniment plus de capacité que le verre pour l'électricité décomposée, et que par conséquent il faut, pour lui procurer une charge de faible intensité, une quantité d'électricité infiniment supérieure à celle que le verre exige, en raison de sa moindre capacité. Mais si l'intensité de la charge ne peut pas devenir considérable, il faut l'attribuer à ce que les causes excitatrices de l'électricité

Digitized by Google

ayant elles-mêmes peu d'intensité, la charge de la pile ne peut jamais en acquérir plus que n'en possède la cause qui la détermine.

Pour recevoir une commotion de la pile voltaïque, il faut tremper ses mains dans l'eau, ou mieux dans l'eau salée, afin de rendre conducteur l'épiderme qui, sans cette précaution, l'est si peu, qu'il s'oppose même à la décharge de la pile. On a coutume ensuite de prendre une cuiller d'argent, une clef, ou en général une grande pièce de métal, dans la main mouillée, parce que la force de la commotion dépend en partie de l'étendue que présente la surface de la main qui entre en contact avec l'excitateur. Les secousses les plus fortes sont celles qu'on éprouve en se plongeant les mains dans deux tasses remplies d'eau salée, et mettant chacune de ces tasses en rapport avec un pôle. Les commotions ne sont sensibles qu'au premier moment de la décharge, et les convulsions cessent lorsque les mains restent appliquées contre les pôles; mais si l'on a quelque lésion à la peau, des envies, par exemple, en un mot quelque place où les nerfs soient moins protégés par l'épiderme, un sentiment continuel de chaleur brûlante qu'on y ressent annonce que la décharge continue à s'opérer. On s'en aperçoit aussi par le sens du goût, lorsqu'on décharge la pile avec la main et la langue; car, après les premières convulsions, la langue est affectée d'un sentiment analogue à celui d'une saveur, même alors que le corps qu'on met en rapport avec elle n'est que de l'eau pure.

Ces circonstances prouvent que les étincelles et les commotions qui accompagnent la décharge de la pile voltaïque, proviennent de ce que, quand les pôles sont isolés, la charge du liquide arrive à un degré d'intensité qui surpasse celui que le contact peut produire lorsque la décharge est continuelle. Ce qui le démontre encore, c'est que quand l'action de la pile diminue, elle ne donne plus d'étincelles un peu fortes, à moins qu'après l'avoir

Digitized by Google

déchargée on ne la laisse en repos pendant un instant, avec les pôles isolés, ce qui augmente peu à peu l'intensité de la charge.

Les effets chimiques de la décharge ressemblent, avec une légère différence, à ceux qui se passent entre chaque paire de plaques. Si l'on ferme un tube de verre (pl. II, fig. 6), aux deux extrémités, avec un bouchon de liége, et qu'à travers chaque bouchon on enfonce assez profondément un fil métallique dans son intérieur, pour que les extrémités internes des deux fils soient à environ un huitième de pouce de distance l'un de l'autre, qu'ensuite on remplisse le tube d'un liquide, qu'on garnisse le bouchon supérieur d'un tuyau propre à donner issue aux fluides aériformes, et qu'enfin on mette chacun des deux fils en communication avec un des pôles de la pile, le liquide se décompose dans le tube de la même manière qu'il le ferait s'il était renfermé entre les métaux opposés de la pile elle-même. On peut donc considérer ce petit appareil de décharge comme une nouvelle paire de plaques de la pile, au moyen de laquelle les pôles de celle-ci ont été mis en communication l'un avec l'autre. Peu importe même ici la nature des fils métalliques, qu'ils soient du même métal ou de métaux différens, qu'ils soient même disposés en sens inverse, c'est-à-dire dans un ordre contraire à celui des métaux qui sont dans la pile; toutes ces circonstances n'exercent pas la moindre influence, parce que l'intensité de la charge de la pile triomphe de si petits obstacles. La décomposition du liquide, dont j'ai parlé plus haut, a lieu de même ici; seulement elle se fait d'une manière qui frappe davantage les yeux. En effet, si le liquide est de l'eau pure, il se forme un courant de gaz hydrogène au fil négatif, et un courant de gaz oxigène au fil positif, quand il est d'or ou de platine; les deux gaz peuvent être recueillis, chacun à part, avec l'élément auquel il était auparavant combiné, dans un petit appareil (pl. II, fig. 7), sous des cloches de verre. Si le fil positif n'est point d'or ou de platine, mais d'un mé-

Digitized by Google

tal facilement oxidable, tel que le cuivre, on voit se détacher de sa surface un nuage toujours croissant d'oxide, provenant de ce que l'oxigène, au lieu de prendre la forme gazeuse, se combine avec le métal. Lorsqu'au contraire le liquide est de l'acide sulfurique, il se dépose du soufre au fil négatif, et il se dégage du gaz oxigène au pôle positif. Si le liquide est un sel, on voit se rendre au fil négatif, indépendamment de l'hydrogène qui se dégage, l'alcali ou la terre, en un mot la base du sel, tandis qu'autour du fil positif se dégage du gaz oxigène et se rassemble l'acide de ce sel; ici l'acide et le sel restent tous deux libres, chacun autour de son fil. Quand le fil positif n'est point d'or ou de platine, il s'oxide aux dépens de l'oxigène dégagé de l'eau, et l'oxide forme un sel métallique avec l'acide du sel. Si la liqueur elle-même contient un sel de quelque métal ayant pour l'oxigène une affinité inférieure à celle qu'a pour lui l'hydrogène de l'eau, celle-ci ne se décompose point, mais seulement le sel, et l'oxigène de l'oxide métallique se porte, avec l'acide, au fil positif, tandis que le métal va gagner le fil négatif, sur la surface duquel il se montre à l'état métallique, et souvent même cristallisé.

On voit donc, d'après tout cela, que, dans les décharges de la pile à travers un liquide, l'oxigène et les acides sont repoussés par le pôle négatif et attirés par le pôle positif. Cela faisant, les affinités des corps sont vaincues, les plus forts liens chimiques brisés, et les principes constituans ramenés à l'état de liberté. Tous les corps ne sont pas décomposés avec la même facilité, et, en général, ils le sont d'autant moins aisément, qu'ils se trouvent étendus d'une plus grande quantité d'eau. Ceux que les petites piles ne décomposent point, par exemple la potasse et l'acide phosphorique, le sont aisément par les grandes piles à plaques, lorsqu'on a soin de les employer contenant le moins d'eau possible; de manière qu'il n'y a peut-être point d'affinité chimique dont une pile voltaïque assez forte ne puisse triompher.

Digitized by Google

Ces effets peuvent, d'un autre côté, aller si loin, qu'un corps solide, par exemple un métal, rendu électrique par son contact avec un autre, déploie, quand on l'entoure d'un liquide exerçant une action chimique sur lui, des affinités tout-à-fait différentes de celles dont il jouissait avant l'immersion. Le métal électrisé négativement se comporte comme un métal dont les affinités sont beaucoup plus faibles, détruites même, tandis que celui qui l'est positivement paraît jouir d'affinités bien plus fortes que celles dont il est doué dans son état ordinaire. Si, par exemple, on attache un morceau de zinc fraîchement limé sur une plaque de cuivre polie, et qu'on plonge l'un et l'autre dans une dissolution de sel marin, le zinc s'oxide aussi promptement que s'il avait des affinités bien supérieures à celles du zinc ordinaire; quant au cuivre il ne s'altère point, tandis que, s'il était seul, il serait promptement attaqué par la liqueur saline. C'est de cette circonstance que Davy a fait une si belle application pour préserver la doublure en cuivre des vaisseaux.

Comme ces phénomènes pourraient difficilement avoir lieu si les affinités chimiques, envisagées d'une manière générale, n'étaient point considérées comme des effets de forces électriques, le développement complet de ce point important de doctrine contient la clef de la théorie de la chimie.

La circonstance que les élémens de l'eau s'écartent après la décomposition, et que chacun d'eux se rassemble autour du fil correspondant, même alors que les fils sont fort éloignés l'un de l'autre, ou séparés par une matière soit végétale soit animale, fut d'abord très-difficile à expliquer, d'autant plus qu'aucun de ces élémens gazeux n'est soluble dans l'eau en quantité notable. Lorsque, par exemple, on bouche l'une des extrémités d'un tube de verre AD (fig. 8, pl. II), avec une vessie mouillée, qu'on emplit le tube d'eau jusqu'aux deux tiers, qu'on le plonge ensuite dans un autre vase, avec

Digitized by Google

de l'eau, qu'on introduit un fil de fer C dans cette dernière, et qu'on glisse également un fil de fer dans l'eau du tube de verre; le fil positif développe de l'oxigène, et le négatif de l'hydrogène, quoique les deux portions d'eau soient séparées l'une de l'autre par la vessie. Cependant la séparation n'est qu'apparente; car l'eau ramollit la vessie, remplit ses interstices, et ne forme, par conséquent, qu'un seul et même tout dans les deux vases.

La progression des élémens vers leurs pôles respectifs n'est plus difficile à concevoir depuis qu'on sait que la continuité non interrompue du liquide est indispensable pour cela. Que AB (pl. II, fig. 9) soit le fil positif d'une pile, et BC le fil négatif; que la distance entre eux soit remplie d'eau, supposée produite par des atomes d'oxigène et d'hydrogène, et représentée par des globules; la série supérieure de globules appartient à l'hydrogène, et l'inférieure à l'oxigène. Tant que la pile n'agit point, les globules sont disposés comme dans la figure 9; mais dès qu'elle commence à entrer en action, dès que le fil positif repousse l'hydrogène et attire l'oxigène, tandis que le négatif repousse l'oxigène et attire l'hydrogène, la série des globules d'hydrogène doit s'avancer vers le fil négatif, et celle des globules d'oxigène vers le fil positif. La seule inspection de la fig. 10 suffit pour montrer qu'aucune portion d'hydrogène ou d'oxigène ne peut devenir libre qu'en arrivant au fil correspondant, et que l'eau comprise entre les deux fils doit demeurer toujours de l'eau indécomposée. Il est clair que cette explication reste la même lorsque la série supérieure des globules porte le nom de métal, alcali ou terre, et l'inférieure celui d'oxigène ou d'acide.

La forme que prennent les corps mis en liberté par l'action de la pile ne dépend point de l'électricité, mais elle est déterminée par leur propre nature chimique. Les corps gazeux s'échappent sous la forme de gaz, les in-

Digitized by Google

solubles se précipitent, et les solubles restent dans la liqueur, autour du conducteur par lequel s'opère la décharge.

Une circonstance dont je n'ai point encore parlé, et qui cependant est d'une grande importance, consiste en ce que les métaux dont on s'est servi pour décharger une pile électrique, et qui, pendant la décharge, étaient en contact, soit d'un seul côté, soit des deux côtés à la fois, avec un liquide également excitateur, conservent pendant quelque temps encore après, même hors de la pile, un état particulier de polarité. Cet état n'agit point sur l'électromètre, mais se manifeste par des effets chimiques et par des phénomènes d'électricité de contact. Il y a déjà long-temps qu'on a observé des effets qui en dépendent, mais c'est à Auguste de la Rive qu'on doit de bien connaître quelle en est toute la portée. Cet état ne se développe pas instantanément, et il exige quelque temps pour arriver à son maximum. Il passe peu à peu de lui-même, mais ne peut point être détruit par le contact avec d'autres corps conducteurs. Il persiste d'autant plus, que la décharge dure plus long-temps, et se soutient depuis quelques heures jusqu'à quelques jours. Qu'on prenne, par exemple, deux tubes semblables à celui de la pl. II, fig. 6, qu'on les unisse par le moyen d'un seul fil métallique, jouant, par conséquent, le rôle de conducteur positif dans l'un et de conducteur négatif dans l'autre; puis qu'on fasse décharger un pôle électrique puissant à travers ces tubes pendant une couple d'heures, le fil métallique se trouve doué de la polarité à la fin de l'expérience, et ses deux extrémités, non-seulement produisent plusieurs des phénomènes qui caractérisent l'électricité excitée par le contact, mais encore déploient, tant que cet état dure, des affinités chimiques différentes. Si l'on coupe ce fil en deux, les deux morceaux jouissent aussi de la polarité, mais à un bien plus faible degré que le fil entier. Cette polarité ne change point quand on enlève le fil et qu'on l'essuie, non plus que quand on le replie sur lui-même de ma-

Digitized by Google

nière à mettre ses deux bouts ou ses deux pôles en contact l'un avec l'autre. Mais si l'on place entre ces deux mêmes bouts une couche mince d'un liquide conducteur, alors ils agissent comme une seule paire électrique, et l'état de polarité ne tarde point à cesser tout-à-fait. La polarité se développe aussi dans les fils conducteurs dont un des bouts est fixé à la pile, tandis que l'autre conduit l'électricité dans le liquide excitateur. Ritter construisit une pile avec un métal et un seul liquide; elle n'était point électrique; mais après qu'il l'eut fait traverser pendant quelques heures par la décharge d'une autre pile électrique, elle se trouva convertie en une pile active, qu'il appela *pile de charge*. La cause de cette prolongation d'action fut une énigme jusqu'au moment où l'on connut bien l'état de polarité dont il vient d'être question. Marianini a fait voir que le liquide employé dans la pile de charge peut être échangé contre un autre tout frais, et que les plaques métalliques peuvent être nettoyées, sans que la pile, après avoir été reconstruite, perde par-là son état électrique. Ce phénomène d'une polarité électrique qui peut naître et persister dans un bon conducteur électrique, est fort surprenant, mais paraît se rattacher d'une manière intime à ce qui a été dit précédemment par rapport au rôle que les électricités jouent dans le jeu des affinités.

L'état de polarité dont il s'agit maintenant se développe sans doute aussi dans les conducteurs liquides; mais il y est si facilement détruit par la mobilité des molécules, qu'on ne peut point l'apercevoir, à moins qu'il ne se soit opéré en même temps une séparation chimique durable des substances dissoutes, cas dans lequel il devient fort sensible.

Aux phénomènes qui ont été déjà décrits s'en joignent encore quelques autres, que je vais indiquer ici, et dont la cause ne paraît point aussi claire qu'il serait à désirer qu'elle le fût, mais qui se rattachent évidemment à la nature électrochimique des corps agissans.

Digitized by Google

On met du mercure pur et distillé au fond d'une capsule, et l'on verse dessus un liquide dans lequel ont été introduits les fils servant à décharger une pile électrique de force médiocre, avec l'attention toutefois que ces fils ne touchent point au mercure. Ce dernier métal entre alors dans un mouvement de rotation dont la rapidité et la direction dépendent de la nature du liquide, et en partie aussi de l'activité de la pile. Si le liquide est un acide fort et en même temps concentré, le mercure se meut avec une vitesse extrême, et sa direction est du pôle négatif au pôle positif, au-dessous des fils et entre eux. Si c'est, au contraire, un alcali, le mercure reste en repos; mais quand on ajoute alors à ce dernier un métal électropositif, par exemple, du potassium ou du zinc, il commence à se mouvoir du côté positif au côté négatif. La millionième partie du poids de mercure en potassium et la cent millième en zinc suffisent pour produire un effet appréciable. L'étain et le plomb ne sont pas non plus sans influence. Il résulte aussi de là que la moindre addition d'un de ces métaux au mercure s'oppose à son mouvement lorsqu'on se sert d'acide.

Ces phénomènes, remarqués d'abord par Erman, ont été examinés plus en détail par Herschel fils. Pfaff a découvert d'autres mouvemens encore, qui doivent être rapportés à la même cause, mais dont je suis obligé de passer la description sous silence, parce qu'elle me conduirait trop loin. Il a fait voir que le mercure y est indispensable, et que ces mouvemens ne sont produits ni par l'argent ni par l'or employés de la même manière.

Runge dit que si l'on verse une dissolution de sel marin sur du mercure, dans un verre, et qu'on laisse tomber sur le mercure un très-petit morceau d'un sel solide provenant d'un métal facile à réduire, par exemple, de vitriol bleu ou de sublimé corrosif, en touchant le mercure avec un métal électropositif, tel que du fer ou du zinc, le sel entre dans un mouvement rapide qui res-

Digitized by Google

semble beaucoup à celui d'un petit insecte courant avec vitesse, et qui dure aussi long-temps que le mercure est touché par le métal positif, ou jusqu'à ce que le sel soit dissous. Ces mouvemens ne sont jamais plus vifs que quand, au lieu d'une dissolution de sel marin, on en prend une de sublimé corrosif, et qu'on laisse tomber une parcelle du même sel sur le mercure. Toutes les dissolutions salines ne les produisent pas; mais ils se manifestent alors quand on fait communiquer le pôle négatif d'une pile électrique faible avec le mercure, et le pôle positif, par le moyen d'un fil métallique, avec la dissolution saline. Dans cette expérience, le sel dépose à chaque instant un peu de son métal dans le mercure, et paraît ensuite être repoussé par l'endroit amalgamé, ce qui est la cause du mouvement. Quand on fait tomber une très-petite boule de potassium sur la surface du mercure humecté par l'haleine, un mouvement semblable se produit par la même cause, et dure jusqu'à ce que tout le potassium ait disparu.

Avant d'abandonner l'histoire de l'électricité développée par le contact, je dois encore dire quelques mots d'un autre phénomène dont je n'ai pu parler ailleurs. On a remarqué que divers corps, dans certaines circonstances, ne laissent passer qu'une seule des deux électricités, et isolent l'autre. Ils portent le nom de *conducteurs unipolaires*. Ainsi, par exemple, du savon bien sec conduit l'électricité positive, et isole la négative; la flamme du phosphore en combustion conduit l'électricité négative, et isole la positive. Cependant ces phénomènes ne s'observent que quand on essaie de décharger la pile électrique avec les corps en question; alors on reconnaît que ceux-ci ne la déchargent pas, quoique d'ailleurs ils conduisent assez bien l'électricité, et l'une des électricités tout aussi facilement que l'autre. Par conséquent, lorsqu'après avoir mis deux fils métalliques en communication avec les deux pôles de la pile, on les introduit dans un morceau de savon bien sec et isolé, de manière que leurs extrémités se trouvent

Digitized by Google

en face l'une de l'autre, à une petite distance, la pile ne se décharge pas, et si l'on a suspendu des boules d'électromètre à ses pôles, elles conservent leur divergence, comme s'il n'y avait point de communication établie entre les pôles. Lorsqu'au contraire on met le savon en contact avec un fil métallique, et qu'on établit la communication entre ce fil et le sol, l'électricité du pôle positif est soutirée, et les boules d'électromètre y retombent l'une sur l'autre; mais en même temps l'intensité électrique du pôle négatif arrive au maximum, et les boules de l'électromètre s'y repoussent plus qu'elles ne faisaient auparavant. Si l'on fait cette expérience avec la flamme du phosphore en combustion, ou avec la vapeur qui s'élève d'un fil de platine rougi à la mèche d'une lampe à esprit de vin (circonstance dans laquelle il se forme également un acide), le résultat est inverse, en ce sens que c'est l'intensité électrique du pôle positif qui se trouve portée au maximum.

Ces phénomènes sont du nombre de ceux dont on n'a point encore donné l'explication : ce qui tient à ce qu'on n'a pas pu jusqu'à présent découvrir pourquoi les conducteurs unipolaires procurent à l'une des électricités un écoulement plus facile dans le sol que dans un corps qui contient l'électricité opposée en excès et tend à la neutraliser. On a trouvé que la plupart des corps sont, jusqu'à un certain point, des conducteurs unipolaires, quoique, la plupart du temps, cette particularité soit difficile à constater, et que l'unipolarité soit dans un certain rapport avec leurs propriétés électro-chimiques, de manière qu'ils conduisent celle des électricités qu'ils prennent ordinairement par le contact, et isolent l'électricité contraire. Les alcalis et les savons sont, en conséquence, des conducteurs unipolaires pour l'électricité positive, de même que les acides et la flamme du phosphore pour l'électricité négative. Si l'on place la flamme d'un corps qui produit un alcali en brûlant, par exemple, du potassium, ou celle d'un corps qui contient beaucoup d'hydrogène, entre deux boules de métal pa-

Digitized by Google

reilles, la flamme s'incline du côté de la boule négative, et la plus grande partie de la fumée s'attache à cette boule, qui s'échauffe, tandis que l'autre devient à peine chaude. Au contraire, la flamme des corps qui forment des acides, celle, par exemple, du phosphore, du soufre, etc., s'incline vers la boule positive, qui se couvre de fumée et s'échauffe.

La découverte de l'électricité développée par le contact, et des effets auxquels elle donne lieu, est peut-être, eu égard à l'influence qu'elle a exercée sur toutes les branches de la physique, une des plus importantes que l'esprit humain ait jamais faites. Lorsqu'on réfléchit à ce que la philosophie chimique est déjà devenue depuis cette époque, et qu'on se rappelle qu'elle n'était même pas soupçonnée il y a vingt-cinq ans, on doit se féliciter d'être né dans un siècle où le genre humain marche à plus grands pas que jamais vers son perfectionnement intellectuel.

Ce fut un phénomène électrique fort ordinaire qui devint la source de ces découvertes. Galvani, professeur d'anatomie à Bologne, exerçait quelques élèves à disséquer des grenouilles, lorsqu'un d'entre eux ayant reçu par hasard une étincelle d'une machine électrique située auprès de lui, les muscles de la grenouille commencèrent à entrer en convulsion sous son scalpel. Galvani, frappé du phénomène, résolut de chercher quelle utilité on pourrait tirer de cette sensibilité inattendue des nerfs d'une grenouille morte pour l'électricité, en les employant comme moyen d'apprécier l'état électrique de l'atmosphère. Il allait se livrer à une expérience de ce genre, lorsque, ayant coupé un morceau de la moelle épinière d'une grenouille, auquel tenaient encore les membres postérieurs de l'animal, et passé un anneau de cuivre à travers la moelle épinière, le hasard lui fit découvrir, après s'être long-temps servi de cet appareil pour observer l'électricité de l'atmosphère, qu'une grenouille disséquée, et garnie d'un crochet propre à la saisir, éprouvait, étant placée sur un vase de fer-blanc,

Digitized by Google

des convulsions qui se renouvelaient toutes les fois qu'après avoir soulevé le crochet de dessus le vase on le remettait en contact avec lui. Quelque temps après, Galvani trouva qu'en garnissant deux points différens d'une grenouille ainsi disséquée de métaux également différens, les convulsions paraissaient aussitôt qu'on mettait les deux métaux en contact, ou qu'on les faisait communiquer ensemble par le moyen d'un fil métallique, et que le zinc et l'argent étaient les métaux les plus propres à produire ce phénomène. Dès lors la découverte était complète. Galvani publia ses expériences en 1791, et donna au principe actif le non d'*électricité animale*. Son désir d'appliquer les faits qu'il avait découverts à la science qui formait le principal objet de ses études, le conduisit à des théories physiologiques qui ne tardèrent pas à tomber dans l'oubli.

Pendant les dix années qui suivirent, un grand nombre de physiciens recommandables multiplièrent tellement les expériences sur ce sujet, qu'il suffirait de les recueillir pour se créer une petite bibliothèque. On s'attacha de préférence à envisager la question sous le point de vue physiologique, et l'on commença à considérer la matière qui produisait les convulsions dans les grenouilles préparées comme un fluide subtil et particulier, analogue à l'électricité. Ce fluide fut appelé *galvanisme*, dénomination dont on se sert fréquemment encore aujourd'hui pour désigner l'électricité développée par le contact. Jusqu'alors la chimie n'avait point tiré parti de cette découverte, et ne pouvait pas soupçonner la révolution qui en résulterait pour elle.

En 1800, Volta découvrit la pile électrique, et, au bout de six mois, à peine se trouvait-il un physicien qui n'eût confirmé cette étonnante découverte par ses propres observations. Volta décrivit la pile comme un appareil électrique dans lequel l'électricité est produite par le contact mutuel de métaux différens. Les opinions étaient partagées à cet égard, parce qu'on ne s'accordait point sur la question de savoir si le principe agis-

Digitized by Google

sant dans la pile, le galvanisme, était ou non de l'électricité. Cependant on ne tarda pas à savoir ce qu'il fallait en penser, lorsqu'on parvint à charger deux bouteilles de Leyde au même degré d'intensité, au moyen de la pile électrique pour l'une et de la machine électrique ordinaire pour l'autre, et remarquant que leurs armatures opposées se déchargeaient réciproquement. Mais on fut long-temps à disputer sur les causes de la charge électrique de la pile. Les différences presque infinies que cet appareil présente dans son activité, en raison des liquides dont on se sert, et parmi lesquels l'acide nitrique est celui qui lui imprime le plus d'énergie, firent présumer qu'il y avait en jeu une autre cause que le contact; que c'était principalement l'oxidation d'un des métaux qu'il fallait considérer comme le premier moteur de l'électricité, puisque son excitation augmentait à proportion que l'oxidation devenait plus considérable. Un grand nombre de physiciens regardèrent donc l'électricité de la pile voltaïque comme une conséquence de l'oxidation du zinc, et virent dans cette oxidation une condition nécessaire, sans laquelle l'électrisation n'aurait point lieu. Volta et plusieurs autres combattirent cette hypothèse par des preuves puissantes. Mais la question ne fut décidée que par une série de recherches de Humphry-Davy, sur lesquelles ce chimiste fit, en novembre 1806, à la Société royale de Londres, un rapport qui doit être rangé parmi les meilleurs mémoires dont on ait jamais enrichi la théorie de la chimie.

Quoiqu'il ait coûté tant de peine pour trouver enfin la vérité, cependant nous pouvons aujourd'hui lever tous les doutes par des expériences fort simples, telles que la suivante. Qu'au fond de chaque vase d'une batterie à tasses on verse de la potasse caustique liquide, et par-dessus de l'acide nitrique, mais avec précaution, pour que les deux liqueurs ne se mêlent point ensemble; le zinc plonge alors dans l'alcali et le cuivre dans l'acide, qui, peu à peu, l'oxide et le dissout; tandis que le zinc n'est point attaqué par l'alcali. Or, si l'oxidation

Digitized by Google

était le premier moteur de l'électricité, lorsque la pile se déchargerait, le pôle cuivre serait positif, et le pôle zinc négatif, c'est-à-dire que les métaux posséderaient des électricités opposées à celles qui les animent. Mais qu'on permette à la pile de se décharger réellement, l'oxidation du cuivre dans l'acide s'arrête à l'instant même, le zinc s'oxide sensiblement dans l'alcali, et le pôle zinc devient positif, comme il a coutume de l'être. De là suit manifestement que ce n'est pas l'oxidation, mais le contact des métaux, qui est la vraie cause du développement de l'électricité dans la pile.

Les effets chimiques de la pile électrique fixèrent d'abord, moins que ses phénomènes physiques, l'attention de ceux qui avaient découvert cet appareil. Nicholson et Carlisle furent les premiers qui s'aperçurent qu'elle décomposait l'eau, et que les élémens disjoints du liquide se réunissaient autour de ses deux pôles. Dès lors ces effets chimiques devinrent un sujet important de recherches. On crut avoir découvert qu'en se déchargeant à travers des liquides, le pôle positif produit des acides, et le pôle négatif des alcalis, et l'on commença à conjecturer que les élémens de l'eau pourraient produire aux pôles correspondans de l'acide hydrochlorique et de la soude. Mais Simon prouva qu'en se servant d'eau pure on n'obtient ni acide ni alcali, mais seulement du gaz oxigène et du gaz hydrogène. Dans une série d'expériences que je fis avec Hisinger, et que nous publiâmes en 1803, nous parvînmes à démontrer la véritable manière dont les choses se passent dans la prétendue formation d'acide et d'alcali, et à faire voir que tous ces phénomènes dépendent des lois générales dont il a été parlé précédemment, lois en vertu desquelles, quand la pile se décharge à travers des liquides, les corps combustibles et les bases salifiables se rassemblent autour du pôle négatif, tandis que l'oxigène et les acides vont se réunir au pôle positif. Trois ans après, Davy répéta ces expériences avec de plus grands appareils, et prouva que cette loi s'applique jusqu'à un de-

Digitized by Google

gré dont on n'avait encore eu aucun soupçon. Ses puissans appareils dégagèrent même la silice et la soude du verre dans lequel les expériences se faisaient, de manière que des traces sensibles de soude se montrèrent au pôle négatif. Il réussit aussi à décomposer des corps qui ne l'avaient point encore été, et en réalisant les conjectures du grand Lavoisier sur la nature des alcalis, il tira de ces substances, par la puissance de l'électricité, une série de nouveaux corps métalliques, qui accrurent considérablement les résultats surprenans des découvertes dues à l'électricité excitée par le contact.

Deluc imagina, en 1804, les piles sèches de papier argenté et de zinc, dont Jæger a donné la théorie, suivant moi, la plus vraisemblable. Le phénomène des conducteurs unipolaires est une découverte d'Erman.

Excitation de l'électricité par une action chimique inconnue dans les nuages. — Certains nuages produisent un phénomène particulier que nous appelons *tonnerre*. Ils donnent, dès leur naissance, des signes d'électricité libre; mais celle-ci s'élève quelquefois instantanément jusqu'à un degré extraordinaire de charge électrique, soit entre deux portions différentes de nuages, soit entre ceux-ci et le globe terrestre, et se décharge par une forte étincelle, qui fait parfois des sauts immenses, et qui constitue le phénomène particulier de la *foudre*. Quelquefois, lorsque les nuages et la terre ont une faible charge électrique contraire, il ne se fait pas de décharge si violente, mais l'électricité se met peu à peu en équilibre. Si cet effet a lieu pendant la nuit, on voit les parties élevées et pointues du globe terrestre briller de flammes électriques plus ou moins grandes, qu'on désigne sous le nom de *feu Saint-Elme*. Ces corps, en effet, renvoient du sol, aux nuages et à l'air, de l'électricité opposée, qui rétablit l'équilibre. C'est surtout en mer qu'on observe fréquemment ce phénomène. Il est en grand ce qu'est en petit la flamme qui brille à l'extrémité des corps pointus, dans le voisinage des grandes machines électriques.

Digitized by Google

Les causes du départ des électricités dans les nuages nous sont totalement inconnues. Mais elles doivent tenir à quelque action chimique, et il faut que le départ puisse s'accroître instantanément jusqu'à une charge complète, puisque, dans beaucoup de cas, il arrive à un seul et même nuage de donner des éclairs qui se succèdent rapidement, et qu'en outre les nuages, étant composés de vapeurs aqueuses, ce qui les rend conducteurs, devraient ramener très-promptement à l'équilibre, sans qu'il y eût d'étincelle produite, une électricité qui se serait développée d'une manière lente.

Si la commotion a lieu entre les nuages et le sol, on dit que la foudre ou le tonnerre tombe. Ordinairement la foudre frappe quelque objet élevé, par exemple, un arbre, un clocher, une maison, et cela d'autant plus facilement que l'objet est conducteur et terminé en pointe. Lorsqu'on l'observe à une faible distance, on voit le plus ordinairement une étincelle électrique s'élever en zig-zag du clocher ou de la maison vers les nues; mais quelquefois aussi des étincelles partent de tous deux et se rencontrent dans l'air. Quand la foudre tombe dans l'eau, le nuage est bas, et il s'abaisse encore davantage peu de temps avant l'apparition de l'étincelle; l'eau s'élève vers lui sous la forme d'un petit cône, et l'endroit où la foudre frappe est entouré de petites vagues.

Excitation de l'électricité par une action organico-chimique particulière. — Quelques poissons ont la singulière faculté de se défendre par de fortes commotions électriques, au moyen desquelles ils paralysent et tuent quelquefois les animaux qui s'approchent d'eux : tels sont l'anguille de Surinam (*Gymnotus electricus*), la torpille (*Raja Torpedo*), le *Silurus electricus* et le *Trichiurus indicus*. Ces poissons possèdent des organes particuliers, qui leur permettent de produire instantanément une commotion électrique d'une force incroyable, de manière qu'on se décide avec peine à toucher un de ces animaux quand il est de grande taille et qu'il

Digitized by Google

vient d'être pris. Ces organes sont voisins de la surface du corps, et différemment conformés dans chaque espèce; ils reçoivent des nerfs très-considérables, et quand l'organe lui-même est enlevé, ou seulement le nerf qui s'y rend coupé, le poisson ne meurt pas de suite pour cela, mais il a entièrement perdu sa faculté électrique.

Ces organes ont une sorte de structure celluleuse, et sont abondamment pourvus de vaisseaux sanguins. C'est pourquoi, aussitôt après la découverte de la pile électrique, on les a comparés à cet appareil : mais tout porte à croire qu'ici le départ des électricités dépend d'une cause différente. Les poissons en question ne sont point électriques par eux-mêmes, et ne donnent aucun signe d'électricité à l'électromètre : mais cela prouve qu'ils peuvent en un seul instant se charger et se décharger, et cette faculté repose uniquement sur leur volonté, puisque en certains momens ils ne donnent pas de secousses, et qu'en d'autres ils en impriment d'extrêmement violentes, qui se répètent toutes les deux ou trois secondes. Ils donnent des commotions dans l'eau et hors de l'eau, mais seulement quand on les touche d'une manière immédiate; car la moindre interposition d'air ou d'eau empêche le phénomène de se produire. Il faut, en outre, que le poisson soit touché sur deux points à la fois, quoique le choix de ces points soit d'ailleurs arbitraire, et qu'ils puissent être assez rapprochés l'un de l'autre pour qu'on soit en état de les toucher tous deux en même temps lorsqu'on appuie le doigt sur le corps de l'animal. Si l'on isole, et qu'on touche le poisson par le moyen d'un métal, on ne reçoit pas de secousse, parce que l'animal se décharge par le métal. De là vient qu'on peut manier un de ces animaux sans inconvénient en le plaçant dans un plat de métal, ou faisant communiquer ses deux côtés ensemble à l'aide d'un métal, parce que tous les coups qu'il donne sont déchargés par celui-ci. On prétend avoir observé quelquefois des étincelles électriques pen-

Digitized by Google

dant ces secousses. La faculté électrique diminue à mesure que la vitalité du poisson baisse.

DU MAGNÉTISME.

Parmi les minerais de fer, il en est un qui a la propriété d'attirer et de retenir le fer avec plus ou moins de force : on le désigne sous le nom d'*aimant*. Sa vertu attractive ne s'exerce qu'à une faible distance. Un corps, placé entre lui et le fer, interrompt l'exercice de cette faculté, toutes les fois que son volume dépasse la distance à laquelle s'étend la puissance de l'aimant.

Un grand nombre de corps qui contiennent du fer à l'état métallique, ou à de faibles degrés d'oxidation, sont attirés par l'aimant, et divers corps qui ne contiennent pas de fer par eux-mêmes, mais auxquels l'action mécanique des outils employés pour les façonner en communique une certaine quantité, quelque insensible qu'elle soit d'ailleurs, comme par exemple la limaille de zinc, acquièrent ainsi la propriété de suivre l'aimant. Le fer n'est pas le seul métal qui soit attirable à l'aimant; le nickel, le cobalt, le manganèse et le chrôme jouissent également de cette propriété, mais ils la perdent par leur alliage avec l'arsenic.

Pour découvrir si un corps est attirable à l'aimant, il suffit de le placer sur du mercure, ou dans un morceau de liége sur l'eau, et de l'approcher peu à peu d'un aimant, ou de rapprocher de lui la pointe d'une aiguille aimantée très-sensible.

Chaque aimant a deux points où son magnétisme se manifeste avec plus de force que partout ailleurs. On les nomme *pôles*. Quand l'aimant est suspendu à un fil, l'un de ces pôles se tourne vers le nord, et l'autre vers le sud; c'est ce qui a fait donner au premier le nom de *pôle boréal*, et au second celui de *pôle austral*. Si l'on suspend de cette manière deux aimans, on reconnaît que ceux de leurs pôles qui tendent vers la même région du monde se repoussent mutuellement, tandis que ceux qui regardent des régions différentes

Digitized by Google

s'attirent, au contraire, l'un l'autre. Quelquefois on rencontre des aimans naturels ayant trois à quatre pôles; ce qui peut dépendre, soit de la forme, soit de la composition de la pierre.

Lorsqu'on attache deux petits morceaux de fer aux pôles d'un aimant, de manière qu'ils fassent une légère saillie au-dessous de ce dernier, la puissance magnétique, toutes les fois qu'elle peut agir, se manifeste avec beaucoup plus de force à travers ces morceaux de fer, qu'elle ne ferait par les pôles découverts. On dit d'un aimant disposé ainsi, qu'il est *armé*. Ordinairement on unit les morceaux de fer par une barre du même métal, qu'on appelle *ancre*, et à laquelle on peut suspendre des poids de plus en plus lourds, que soutient l'aimant, dont la puissance augmente ainsi peu à peu d'une manière considérable.

L'aimant devient plus faible par la chaleur, mais il reprend son énergie par le refroidissement; il la perd totalement lorsqu'on le fait rougir au feu. La pulvérisation, l'oxidation et la dissolution la lui enlèvent également.

On a émis plusieurs conjectures sur la nature du magnétisme. Je ne le considérerai ici que comme un état de polarité, et, afin de rendre les explications plus faciles, je donnerai au magnétisme boréal l'épithète de *positif*, et à l'austral celle de *négatif*.

Lorsqu'on dirige un morceau de fer vers un des pôles de l'aimant, par exemple, vers le pôle positif, une polarité magnétique se développe dans ce fer : du magnétisme négatif s'amasse dans l'extrémité touchée par l'aimant, et du magnétisme positif dans l'extrémité contraire, absolument comme il arrive à l'électricité, quand on place un conducteur électrique dans le voisinage d'un corps électrisé. On peut aisément se convaincre de cela par l'expérience suivante : qu'on prenne des morceaux de fil de fer longs de deux pouces, qu'on les suspende l'un près de l'autre à des fils libres, et qu'on en approche, jusqu'à une faible distance, un aimant un

Digitized by Google

peu fort, ils s'écarteront l'un de l'autre, comme l'indique la fig. 16, pl. I, parce que l'influence de l'aimant leur fait acquérir la polarité, et que les magnétismes semblables se repoussent mutuellement, dans les extrémités des fils qui ont la même direction, aussi long-temps que l'éloignement de l'aimant est assez grand pour que sa force attractive ne surmonte pas la force répulsive des extrémités des fils qui sont le plus voisines l'une de l'autre. Si ensuite on rapproche encore davantage l'aimant, les extrémités négatives des fils sont attirées par le pôle positif, et se rapprochent; les extrémités positives, au contraire, se repoussent mutuellement, comme dans la fig. 15, parce que la force répulsive des extrémités négatives est surmontée par le pôle positif de l'aimant, mais que les extrémités positives des fils conservent la même. La fig. 17, pl. I, offre encore un autre exemple : *a b* est un petit morceau de fil de fer suspendu à un brin de soie délié, et *c d*, un petit morceau de fer placé sur un petit support, de manière qu'il y ait de la distance entre *d* et *b*. Si l'on approche un aimant de cet appareil jusqu'à une certaine distance, comme il est marqué en *e*, *d* et *b* s'écartent, parce que le pôle de l'aimant excite en eux le même magnétisme, et que dès lors ils se repoussent mutuellement; mais si l'on approche l'aimant de côté, comme dans la fig. 18, le petit morceau de fer et le fil de fer s'attirent l'un l'autre, parce qu'alors la polarité magnétique en *a b* fait que l'un des magnétismes s'accumule en *b* et l'autre en *d;* d'où il suit que *b* et *d* doivent s'attirer mutuellement.

Cette polarisation va si loin, que si *a b* (fig. 19) représente le pôle positif d'un aimant, et *b c* un morceau de fer que l'aimant n'ait pas par lui-même la force de porter tout-à-fait, il devient susceptible de le soutenir lorsqu'on place un autre morceau de fer, *d e*, au-dessous de *b c*. En effet, le magnétisme positif accumulé en *c* décompose la matière magnétique en *d e;* d'où il résulte que, comme l'électricité est décomposée en plus

Digitized by Google

grande quantité par des paires de plaques réunies, dans les piles électriques, de même ici, il y a davantage de magnétisme positif et de magnétisme négatif mis à nu en *bc;* ce qui fait qu'une plus grande quantité de magnétisme négatif se trouve opposée, dans l'extrémité *b* du fer *bc*, au pôle positif de l'aimant. Qu'on enlève *de*, la décomposition plus considérable qui s'effectuait en *bc* cesse, et le morceau de fer abandonne l'aimant. C'est sur cette circonstance que repose un phénomène bien connu, qui consiste en ce qu'un aimant soulève un plus gros morceau de fer sur une enclume que sur une table.

Un aimant est donc un corps dont la matière magnétique se trouve dans un état continuel de départ, en sorte que le magnétisme positif se rassemble continuellement à l'un des pôles, et le négatif à l'autre. Quand un morceau de fer est touché par un aimant, lui-même devient aimant par cela seul, et reste tel, c'est-à-dire partagé en magnétisme positif et magnétisme négatif, aussi long-temps qu'il demeure dans le voisinage de ce corps. Si on l'éloigne de l'aimant, son magnétisme positif et son magnétisme négatif se neutralisent réciproquement, et se réunissent en matière magnétique non appréciable, et il perd son magnétisme; mais si l'on peut le mettre dans une situation telle que son magnétisme positif et son magnétisme négatif demeurent toujours séparés, alors il est devenu lui-même aimant, comme l'était celui qui, dans le principe, a déterminé la séparation de ses deux magnétismes.

Du fer pur ne peut pas conserver son magnétisme à l'état de départ; mais cette faculté appartient à l'acier, combinaison du fer avec un peu de charbon, qui retient facilement la puissance magnétique, lorsqu'on la frotte dans l'état magnétique, surtout avec un aimant. C'est ce qu'on appelle *magnétiser,* opération qui s'exécute de plusieurs manières différentes.

1° *Par la simple touche.* On prend un barreau

Digitized by Google

d'acier, et l'on applique sur son milieu le pôle positif d'un aimant, que l'on fait glisser jusqu'à l'une de ses extrémités, et un peu au-delà; après quoi on reporte l'aimant sur le milieu du barreau, pour le faire glisser de nouveau dans la même direction, ce que l'on répète quarante à cinquante fois de suite. On traite de même l'autre moitié du barreau avec le pôle négatif de l'aimant. Mais il faut avoir grand soin, dans cette opération, de ne jamais ramener l'aimant en sens inverse, c'est-à-dire de l'extrémité vers le centre, parce qu'ainsi l'on détruirait le magnétisme. L'extrémité du barreau qui a été frottée avec le pôle positif de l'aimant, acquiert le magnétisme négatif, et celle sur laquelle la friction a été faite avec le pôle négatif se trouve animée du magnétisme positif.

2° *Par la double touche.* On se sert également pour cela d'un barreau d'acier, sur le milieu duquel on place bout à bout deux aimans, dont le pôle nord de l'un est joint au pôle sud de l'autre; après quoi on fait glisser chaque aimant jusqu'à l'une des extrémités. Lorsqu'on veut cesser la friction, on ramène les aimans au milieu du barreau, qui se trouve alors avoir acquis le magnétisme négatif du côté où l'on a conduit le pôle positif, et le magnétisme positif dans le bout qui a été mis en rapport avec le pôle négatif. Il va sans dire que si l'on retourne les pôles des aimans, et qu'on recommence l'aimantation, les magnétismes de même espèce se repoussent mutuellement, et que le magnétisme du barreau diminue d'abord, puis s'éteint tout-à-fait, et enfin reparaît, mais avec cette différence que le pôle qui était auparavant positif est devenu négatif, et le négatif positif.

3° *Par la touche circulaire.* On réunit quatre barreaux d'acier en carré, comme le représente la fig. 20, pl. I; on pose sur l'un deux aimans, joints par les pôles contraires; puis on les fait glisser, d'un barreau sur l'autre, en suivant le procédé qui vient d'être décrit, et répétant l'opération plusieurs fois de suite.

Digitized by Google

Si l'on réunit plusieurs barreaux aimantés par leurs pôles homonymes, et qu'on joigne ces pôles, à chaque extrémité, par du fer doux, il résulte de là un seul aimant renforcé, ou ce qu'on appelle une *batterie magnétique*. Ordinairement on adapte deux de ces batteries dans un étui de laiton, hors duquel fait saillie un morceau de fer doux partant des pôles des barreaux, et l'on obtient ainsi deux paires de pôles, dont chacune est accompagnée d'un ancre. Lorsqu'on veut se servir de cette batterie pour communiquer une polarité magnétique plus forte à un barreau d'acier, on joint les extrémités de celui-ci, comme le prescrit Steinhæuser, aux deux pôles hétéronymes de la batterie, et l'on promène un autre aimant d'une extrémité à l'autre du barreau. Le succès est plus assuré quand on se sert de deux barreaux dont l'une des extrémités est unie par du fer doux. La batterie détermine à la fois la quantité et le mode de la polarité, que le va-et-vient d'un autre aimant sert seulement à consolider. Peu importe donc quel pôle de l'aimant qui sert à frotter on tourne en bas. Mais, avant d'éloigner de la batterie le barreau qu'on a aimanté, il faut que les pôles de tous deux soient unis par leurs ancres, sans quoi ils perdent de leur force magnétique.

On marque le pôle boréal d'un trait de lime, et pour que ces aimans artificiels ne perdent pas de leur force, on les réunit, les pôles contraires tournés en regard les uns des autres, et unis ensemble au moyen de courts morceaux de fer placés entre eux.

Il est donc évident que l'aimant ne laisse rien dégager dans ces opérations, puisqu'il ne fait que résoudre la matière magnétique de l'acier en ses deux parties constituantes, le magnétisme positif et le magnétisme négatif. Aussi ne perd-il rien de sa force, et magnétise-t-il constamment de la même manière que le gâteau de l'électrophore électrise le couvercle, c'est-à-dire, non par communication, mais seulement par départ.

Le fer métallique et le nickel peuvent aussi s'aiman-

Digitized by Google

ter de la même manière; mais il faut toujours que le fer soit uni à une petite quantité d'une substance étrangère, telle que le charbon, comme dans l'acier, ou l'oxigène, comme dans la pierre d'aimant. On a reconnu que le fer forgé, quand il contient du soufre ou du phosphore, acquiert aussi la propriété de retenir la force magnétique. D'autres petites circonstances moins connues font qu'il est des aciers qui deviennent beaucoup plus puissamment magnétiques que d'autres.

Comme les propriétés d'un aimant résultent de ce que son magnétisme positif et son magnétisme négatif s'accumulent à ses deux extrémités, il doit y avoir, dans son milieu, un point où les deux magnétismes se touchent, et où par conséquent la force magnétique soit en équilibre. C'est ce qu'on appelle le *point de culmination* ou l'*équateur magnétique*.

Notre globe lui-même est un aimant, dont le magnétisme négatif s'accumule dans un point quelconque voisin du pôle boréal, tandis que son magnétisme positif se réunit du côté du pôle austral. C'est de là que vient la propriété dont l'aimant jouit de se tourner vers le nord et le sud; car le magnétisme négatif de la terre attirant le magnétisme positif de l'aimant, celui-ci doit tourner son pôle positif vers le nord et son pôle négatif vers le midi. De là vient aussi que la terre exerce sur le fer et sur tous les aimans quelconques la même influence qu'un gros aimant sur du fer ou sur de petits aimans placés dans son atmosphère d'activité. Cependant le magnétisme de la terre est très-faible, de sorte qu'il n'exerce pas d'action sensible sur le fer, et que cette action ne devient appréciable que sur les aimans.

Si l'on place un aimant un peu fort sous une assiette ou sous un papier dont la surface soit couverte de limaille de fer, et qu'on frappe légèrement l'assiette, de manière que la limaille puisse prendre une disposition déterminée par l'aimant, celle-ci acquiert l'aspect représenté par la fig. 21, pl. I: aux pôles, elle se range en

Digitized by Google

lignes droites, qui, un peu plus loin, prennent une direction oblique, et finissent, vers le milieu du barreau, par devenir parallèles à lui. La même chose arrive lorsque, comme l'indique la fig. 23, pl. I, on suspend au-dessus d'un barreau d'acier aimanté de petits bouts de fil d'acier également aimantés : ces bouts se dirigent tous vers le barreau, restent parallèles à lui dans le milieu, mais deviennent de plus en plus obliques à mesure qu'ils se rapprochent des extrémités, leur pôle positif s'inclinant vers le pôle négatif du barreau, et leur pôle négatif vers son pôle positif.

Quelque chose d'analogue doit avoir lieu aussi pour le magnétisme terrestre. Lorsqu'on suspend une longue tige d'acier, de manière à la mettre en équilibre, et qu'ensuite on la magnétise, son pôle boréal prend une direction inclinée, semble en quelque sorte être devenu plus lourd, et décrit un angle de 72 à 73 degrés avec la ligne horizontale à laquelle il correspondait avant la magnétisation. Si l'on porte cette tige magnétique davantage vers le sud, son inclinaison diminue peu à peu, et, au milieu de la terre, elle redevient horizontale, comme elle l'était avant l'opération. Que l'on continue alors à la porter vers le pôle austral, son pôle négatif commence à s'incliner de plus en plus; et si l'on pouvait parvenir à la mener jusqu'aux deux pôles magnétiques de la terre, elle s'y redresserait perpendiculairement au pôle austral sur son pôle boréal, et au pôle boréal sur son pôle austral. Cependant les pôles magnétiques de la terre ne correspondent pas parfaitement à ceux de son axe, et tombent un peu à côté de ces derniers : ainsi le pôle boréal ou négatif est situé au nord du cap oriental de l'Amérique, et l'austral ou positif dans les glaces perpétuelles de la mer du Sud. Par conséquent l'équateur terrestre, c'est-à-dire le plan qui partage la terre en deux moitiés égales, entre les pôles, ne peut pas non plus être le même que l'équateur magnétique, c'est-à-dire que le plan dans lequel l'aiguille aimantée se tient parfaitement horizontale.

Digitized by Google

Si, par exemple, A B C D (pl. I, fig. 22) représentent la terre, et qu'A et B soient ses pôles, C D sera son équateur; mais si *a* et *b* sont les pôles magnétiques, il faut que *c d* soient l'équateur magnétique, qui ne touche par conséquent l'équateur terrestre que dans deux points, et qui, sur l'un des hémisphères, tombe, dans la mer du Sud, plus au nord que l'équateur, tandis que sur l'autre il tombe, dans la mer Atlantique, plus au midi que lui.

L'instrument avec lequel on mesure l'inclinaison de l'aimant à l'horizon s'appelle *boussole d'inclinaison.* Pour que cet instrument fournisse des résultats jusqu'à un certain point exacts, il faut qu'il soit suspendu dans la direction de l'aiguille aimantée. Si on le suspend de manière que sa direction fasse un angle droit avec celle de l'aimant, il prend une situation perpendiculaire.

Il est clair que, quand on met un barreau de fer exactement dans la direction et l'inclinaison de l'aimant, une petite quantité de magnétisme positif doit s'accumuler dans son extrémité inférieure, et un peu de magnétisme négatif dans l'autre. Si donc on approche un morceau allongé de fer doux, par exemple, une clef, du pôle boréal d'une aiguille aimantée, celle-ci ne sera qu'attirée tant que la clef conservera une direction horizontale; mais si l'on place cette clef verticalement, le pôle boréal est attiré par son extrémité supérieure, et repoussé par l'inférieure. On obtient ce résultat avec la même extrémité, en la tenant alternativement en haut et en bas. Le frottement favorise ce départ, et fixe en quelque sorte les magnétismes positif et négatif, comme le prouve la préparation des aimans artificiels. Si donc, après avoir mis un barreau d'acier dans la direction de l'aimant, on le frotte avec un autre morceau de fer, ou qu'on le frappe faiblement de haut en bas avec un marteau, on favorise et on fixe le départ de la matière magnétique, et le barreau reste ensuite aimanté. Cette aimantation s'opère donc par l'effet du frottement, sous l'influence du magnétisme

Digitized by Google

terrestre. Le frottement seul peut bien quelquefois aimanter également, mais il le fait d'une manière plus faible, et, dans ce cas, une précaution toujours fort importante consiste à placer tant le morceau de fer qui frotte, que celui qui subit le frottement, dans la situation convenable.

La propriété qu'a l'aimant de se tourner vers le nord et le sud a fourni un instrument indispensable dans les voyages sur mer, la *boussole*. Cet instrument consiste en une aiguille aimantée, de bon acier, qui est garnie à son milieu d'une petite douille en laiton, sur laquelle elle repose; elle se tourne constamment vers le nord et le sud, et de cette manière indique aux marins les points cardinaux. La meilleure forme qu'on puisse lui donner est représentée pl. I, fig. 24; elle mérite la préférence sur celle dont on se sert ordinairement, et qui est en fer de flèche. On peut désigner le pôle boréal par une couleur, ou par quelque autre signe. La moitié qui doit recevoir le magnétisme négatif est un peu plus pesante que l'autre, afin qu'après l'aimantation elle fasse équilibre avec la moitié positive. Le meilleur procédé pour faire une boussole consiste à réunir deux barreaux aimantés par leurs pôles contraires, de manière qu'ils n'en forment pour ainsi dire qu'un seul; sur le point de réunion de ces deux barreaux, on applique ensuite la partie moyenne de l'aiguille, en ayant soin que chacune de ses extrémités repose sur un des deux barreaux, qu'on promène ensuite lentement au-dessous d'elle, chacun à part. Lorsque cette opération a été répétée plusieurs fois de suite, l'aiguille se trouve aussi fortement aimantée qu'elle peut le devenir.

Comme les pôles magnétiques de la terre ne correspondent point parfaitement au nord et au midi, et que l'aiguille aimantée ne se tourne que vers ces seuls points, elle ne peut jamais indiquer exactement le nord. C'est ce qu'on appelle la *déclinaison* de l'aiguille aimantée. Mais la déclinaison ne dépend pas de cette seule circonstance; autrement il serait très-facile de la déter-

Digitized by Google

tiner pour tous les points de la surface de la terre. Bien loin de là, elle est sujette à des variations nombreuses et presque constantes. En Suède, par exemple, l'aiguille aimantée marque aujourd'hui plusieurs degrés à l'ouest, quoiqu'en 1666 elle donnât une indication précise, et qu'en 1580 elle déclinât même de plusieurs degrés vers l'est. Depuis cette époque, elle s'est constamment avancée peu à peu vers le couchant; mais aujourd'hui, depuis le mois d'août 1819, elle retourne vers l'orient.

L'aiguille aimantée subit aussi des changemens journaliers. Ainsi c'est le matin et le soir, à neuf heures environ, qu'elle décline le moins vers l'ouest, et à midi, au contraire, entre trois et cinq heures, que sa déclinaison est la plus forte. Ces changemens paraissent devoir être attribués à ce que, quand le soleil se lève pour le méridien du pôle magnétique, la puissance magnétique de ce dernier diminue par l'effet de la chaleur du jour, et se retire peu à peu vers la partie occidentale de la terre, qui est plus froide, jusqu'à ce que, dans l'après-midi, le refroidissement graduel lui permette de reprendre peu à peu son énergie, qu'elle conserve invariablement ensuite pendant toute la nuit. Voilà pourquoi l'aiguille aimantée est encore sujette à une petite variation subordonnée aux saisons; car c'est en été qu'elle décline le moins vers l'occident.

La déclinaison générale de l'aiguille aimantée est tellement irrégulière, qu'on ne peut pas la trouver par le calcul, et que, pour la découvrir, il faut avoir recours à des expériences directes. Il lui arrive quelquefois aussi d'être, sans égard à la situation du pôle, orientale sur certains points du globe, et occidentale sur d'autres; ce qui doit nécessairement dépendre d'une cause dont la répartition est locale et irrégulière.

Coulomb a fait voir que tous les corps sont affectés faiblement par l'aimant, mais qu'il faut les instrumens les plus délicats pour s'en apercevoir.

Hansteen a prouvé, par des expériences fort ingé-

Digitized by Google

nieuses, que tous les objets situés à la surface du globe jouissent de la polarité magnétique. Il a reconnu, en effet, que, près de terre, l'aiguille aimantée exécute, dans un temps donné, des oscillations plus nombreuses au côté septentrional qu'au côté méridional d'un objet quelconque, par exemple, d'un arbre ou d'un poteau; tandis qu'au côté méridional de l'extrémité supérieure de l'arbre ou du poteau, elle oscille plus rapidement qu'au côté boréal; ce qui indique une faible polarité magnétique dans ces objets. Tous ont le pôle boréal en bas, et le pôle austral en haut. Nul doute, par conséquent, que toutes les parties de la terre ne participent à la répartition générale du magnétisme; mais nous savons, par nos expériences magnétiques, que cette répartition est infiniment plus forte dans les minerais de fer, le fer et les corps ferrifères; et l'expérience nous a appris que ce métal est, en proportion plus ou moins considérable, l'un des principes constituans de notre globe. Il suit nécessairement de là que l'inégalité de sa répartition dans la masse primitive de la terre doit influer sur l'aiguille aimantée, et en faire varier la déclinaison, peut-être même aussi l'inclinaison, suivant la quantité de ce métal que le globe renferme dans son sein, à une plus ou moins grande distance, soit vers l'est ou vers l'ouest, soit même au-dessous de sa surface. Les modifications annuelles de la déclinaison peuvent provenir de changemens dans la force magnétique de la terre, dépendans eux-mêmes des opérations chimiques qui ont lieu continuellement dans l'intérieur de cette planète. Espérons que le temps fera découvrir une cause générale et régulière de la lenteur du mouvement que les pôles magnétiques exécutent autour des pôles de la terre.

Hansteen a imaginé une théorie nouvelle des phénomènes magnétiques du globe terrestre. Il a calculé, d'après les déclinaisons en apparence irrégulières de l'aiguille aimantée, que la terre doit avoir quatre différens pôles, savoir deux au nord et deux au midi, et que tous ces pôles sont mobiles, de telle sorte que cha-

Digitized by Google

cun d'eux décrit un cercle autour du pôle terrestre, en vertu du mouvement particulier et très-lent dont il est doué. Je renvoie le lecteur au travail même de l'auteur, qui est fort ingénieux.

On a fait plusieurs expériences pour montrer que la polarité magnétique produit des effets chimiques. Tous ceux qui ont cru remarquer qu'il s'opère alors une décomposition de l'eau, se sont trompés. Hansteen et Maschmann ont réduit des dissolutions d'argent par le mercure dans des tubes en siphon, et reconnu que quand les branches du tube étaient parallèles au méridien magnétique, l'argent donnait toujours des cristaux plus nombreux et mieux formés dans la septentrionale que dans la méridionale, où il était mêlé avec du sel mercuriel. Lorsqu'on tournait les branches du tube vers l'est et l'ouest, la réduction s'opérait avec beaucoup plus de lenteur, et le métal réduit se trouvait à la même hauteur dans les deux branches. On peut produire des effets semblables au moyen d'aimans artificiels, dont le résultat a toujours été que l'argent se séparait en bien plus grande quantité sur le pôle austral. Murray a fait des expériences analogues, en plongeant des fils de fer dans de faibles dissolutions d'argent : tant que le fil métallique n'avait point acquis la polarité, il ne se réduisait point d'argent; mais dès qu'on plaçait un aimant dans le voisinage, la réduction s'opérait sur-le-champ. De l'acier préalablement magnétisé, lors-même qu'il était recouvert d'un vernis, déterminait cette réduction à l'instant. Mais Murray a trouvé qu'elle était plus considérable au pôle boréal de l'aimant qu'au pôle austral, ce qui est contraire aux observations faites par Hansteen et Maschmann.

Ludecke a reconnu que quand on place sur les deux pôles d'un aimant en fer à cheval un vase de verre contenant une dissolution d'un sel quelconque, par exemple, de sucre de saturne, de sel ammoniac ou de vitriol vert, qui soit assez concentrée pour commencer à cristalliser au bout de quelques heures, les cristaux, après

Digitized by Google

la cristallisation achevée, laissent vide un espace parfaitement rond entre les deux pôles, où la force magnétique agit avec le plus de puissance, mais du reste recouvrent uniformément la surface entière du fond du vase.

DE L'ÉLECTROMAGNÉTISME.

Jusqu'à présent nous avons considéré les phénomènes électriques et magnétiques comme produits par des forces différentes. Nous allons voir maintenant qu'ils ne sont que des manifestations diverses d'une seule et même force.

Il était réservé au physicien danois Œrsted de faire cette découverte en 1820. Avant lui on avait bien observé l'influence des électricités sur l'aiguille aimantée; mais les circonstances au milieu desquelles elle se développait étaient inconnues. Wilke, par exemple, avait rendu des aiguilles d'acier magnétiques par des commotions électriques. Mojon, à Gènes, et Romagnesi, à Trente, avaient aperçu des effets produits par l'action de la pile électrique sur l'aiguille aimantée. Mais ces phénomènes avaient toujours été trop vagues pour fixer l'attention.

Les choses en étaient là lorsqu'Œrsted fit voir qu'un corps à travers lequel les électricités se déchargent devient magnétique, et acquiert une polarité magnétique qui croise la direction du courant électrique à angle droit; de manière que quand l'aiguille aimantée se trouve au-dessus du corps excitateur, le pôle boréal passe à gauche de la direction de l'électricité positive, tandis que quand on place l'aiguille au-dessous de l'excitateur, c'est à droite que ce pôle s'établit. Tous les corps conducteurs sont susceptibles de devenir ainsi magnétiques, tant que les électricités les traversent.

La découverte d'Œrsted fut bientôt examinée, confirmée et étendue par un grand nombre de savans. Ampère, Arago, Seebeck, Prechtl, Schweigger, Poggendorff et autres l'ont enrichie de développemens importans.

Digitized by Google

On a reconnu qu'il ne faut, pour produire les phénomènes électromagnétiques, qu'une seule paire électrique, ou ce qu'on appelle le circuit électrique simple. La polarité électromagnétique se développe par conséquent aussi dans le conducteur par l'intermède duquel s'opère, entre les métaux, le contact excitateur de l'électricité. Il suit de là que le contact réciproque des deux métaux détruit, non-seulement l'équilibre de l'électricité, mais encore celui du magnétisme. Plus la paire électrique est grande, c'est-à-dire plus la quantité des électricités est considérable, et plus aussi les phénomènes magnétiques deviennent manifestes. Le nombre des paires, c'est-à-dire l'intensité de l'état électrique, n'augmente point la polarité magnétique du corps à travers lequel s'opère la décharge. Au contraire, on a observé que plusieurs paires réunies produisent un effet plus faible que celui qu'on obtient quand on n'emploie qu'une seule paire. La cause en est, non que le plus d'intensité de l'état électrique apporte un obstacle, mais que l'interposition de plusieurs couches du conducteur humide ne permet pas à toute la quantité des électricités d'entrer en action.

Quand on se sert une fois de la chaîne simple, et une autre fois de la chaîne composée, il faut se rappeler que le côté cuivre de cette dernière est négatif, parce qu'il y a là du cuivre et du zinc, tandis que dans la première ce même côté est positif, comme on peut aisément s'en convaincre.

La différence dans la situation de l'aiguille aimantée, suivant qu'elle se trouve au-dessus ou au-dessous du conducteur magnétique, dépend d'une particularité dans la polarité électrique du conducteur, dont on se fait une idée claire en supposant la surface de ce dernier entourée transversalement d'un cercle de petits aimans disposés à la suite les uns des autres, avec les pôles contraires en regard, à peu près comme dans la fig. 11, pl. II. Le cercle A représente la coupe transver-

Digitized by Google

sale d'un fil métallique, à travers lequel se décharge la pile électrique.

Qu'on se figure maintenant qu'une petite aiguille aimantée, suspendue comme la boussole d'inclinaison, soit approchée du conducteur dans une direction transversale; elle prend précisément les positions indiquées par les petits aimans, mais en tenant ses pôles, comme l'indiquent les flèches dans la figure, tournés vers ceux du conducteur, par des causes qu'il est facile d'apercevoir. Cependant on ne peut pas considérer ce cercle de petits aimans comme une explication réelle, et c'est seulement une image au moyen de laquelle on parvient à concevoir la direction des forces magnétiques.

Ampère a découvert que quand le courant électrique, c'est-à-dire, par exemple, l'électricité positive, suit une direction uniforme, les corps qui déchargent les électricités s'attirent réciproquement, comme des aimans qu'on rapproche l'un de l'autre par leurs pôles opposés, et que, dans le cas contraire, ils se repoussent mutuellement. Les fig. 12 et 13, pl. II, rendent sensible la cause de ce phénomène. Si les électricités ont la même direction dans deux fils métalliques placés l'un à côté de l'autre, dont A et B représentent les coupes transversales, les pôles magnétiques des aimans rangés tout autour ont des directions opposées, et s'attirent en conséquence mutuellement; si, au contraire, la direction des électricités est inverse, ils doivent se repousser par leurs pôles semblables.

Les fils, devenus électriques de cette manière, attirent la limaille de fer, et la retiennent à leur surface, tant que dure la décharge électrique; mais ils la laissent retomber tout d'un coup quand le courant vient à être interrompu.

Des aiguilles d'acier qu'on tient en travers, et qu'on approche ainsi du conducteur, acquièrent par cela même une polarité magnétique permanente, qui est opposée à la direction de celle du circuit magnétique admis dans le conducteur.

Digitized by Google

Tous les effets électromagnétiques auxquels la décharge de la pile électrique donne lieu, peuvent être produits également par l'électricité due au frottement. Mais comme le courant continuel d'une machine électrique, quelque grande qu'elle soit, ne produit à chaque instant qu'une quantité insignifiante d'électricité, il ne lui est pas facile, quand il s'écoule sans interruption, d'exercer une influence sensible sur l'aiguille aimantée. La commotion électrique ne met point non plus cette aiguille en mouvement, parce que la décharge se fait si rapidement que l'inertie de l'aiguille n'a pas le temps d'être surmontée. Au contraire, on peut, à l'aide de toute étincelle ou commotion quelconque, magnétiser des aiguilles et des barreaux d'acier, d'après les mêmes lois qui président à la décharge de la pile. Cette polarité magnétique de la commotion électrique explique des phénomènes que l'on connaissait depuis long-temps déjà sans savoir à quelle cause les rapporter : on sait, en effet, que quand la foudre tombe sur un navire, la boussole change souvent, qu'il arrive même quelquefois à ses pôles d'être renversés, et que si on la place ensuite sur différens points du pont, elle marque le nord dans des directions diverses. Cet effet dépend de ce que la foudre communique à tous les fers du vaisseau une polarité magnétique dont la direction se règle sur la sienne, et qui influe sur la polarité de l'aiguille aimantée.

Ampère et Arago ont trouvé que si l'on tourne un fil métallique en spirale, et qu'ensuite on dirige la décharge électrique à travers cette spirale, elle devient un aimant qui, par toutes ses propriétés, ressemble parfaitement aux aimans artificiels ordinaires. Le fil a un pôle à chaque extrémité, et la situation que les magnétismes positif et négatif y occupent, dépend uniquement de la direction des électricités, c'est-à-dire de la manière dont l'une est tournée à droite et l'autre à gauche, ainsi qu'on peut facilement le prévoir. En même temps, les phénomènes électromagnétiques ont une grande énergie dans la spirale, de telle sorte que celle-ci produit facilement des

Digitized by Google

effets qu'il est impossible au conducteur droit de produire. Si, par exemple, on introduit une aiguille d'acier dans un tube de verre, et qu'on place ce tube dans une spirale à travers laquelle s'opère la décharge électrique, l'aiguille devient magnétique, et sa polarisation croît avec le nombre des tours de spire; car elle n'en aura point, à beaucoup près, une aussi prononcée au côté externe de la spirale que dans son intérieur, et en outre, la polarité qu'elle acquiert au côté externe, est l'inverse de celle qu'elle prend à l'interne, phénomènes dont un peu de réflexion suffit pour faire trouver la cause. La propriété qu'a la spirale de renforcer les effets électromagnétiques dépend de ce que les portions de chaque tour qui sont opposées entre elles conduisent les électricités en sens inverse; d'où il résulte qu'au milieu du tour se concentre une polarité homonyme de toutes les portions, ainsi qu'on peut en juger par la fig. 13, pl. II, où A et B représentent des coupes transversales, et où, par exemple, l'électricité positive passe en A et revient en B. Or, quand la polarité renforcée d'un tour s'ajoute à celle du second, du troisième, etc., on sent aisément combien la polarité magnétique doit s'accroître. La force magnétique de la spirale est d'autant plus grande que le nombre des tours est plus considérable en proportion du diamètre de chacun.

De la-Rive fixa deux petites plaques de zinc et de cuivre, l'une à côté de l'autre, à un morceau de liége, et les unit ensemble, au-dessus du liége, par le moyen d'une spirale en fil de laiton. Lorsqu'ensuite il vint à plonger ce petit appareil dans une liqueur acide, les plaques métalliques situées en-dessous, il le vit se ranger à angle droit avec le méridien magnétique, par l'effet de la polarité magnétique de la spirale.

Schweigger et Poggendorff ont imaginé un instrument fort intéressant, qu'on appelle *multiplicateur électrique*, et à l'aide duquel on rend sensibles à l'aiguille aimantée jusqu'aux moindres traces de l'électricité développée par le contact; ce qui permet de découvrir et de me-

Digitized by Google

surer, ou au moins de comparer des effets électriques qui seraient insensibles sans cela. On prend du fil de laiton ordinaire, on l'entoure d'un tissu de soie, afin que les électricités ne puissent pas se communiquer latéralement, et on le tourne, par exemple, sur la main, cinquante, cent ou deux cents fois; plus on lui fait décrire de tours, et mieux vaut l'appareil. Les tours sont retenus en place par des liens de soie, et on laisse les deux bouts libres. De cette manière, on a une figure ovale, dans laquelle les électricités doivent parcourir chaque tour, lorsqu'on s'en sert pour terminer le circuit électrique, et où chaque tour ajoute sa polarité à celle de l'autre, de manière que la polarité est égale, dans le multiplicateur entier, à celle de tous les tours. Si alors on place une aiguille aimantée très-mobile, sur un support convenable, dans le milieu du multiplicateur ovale, et qu'ensuite on unisse les extrémités de celui-ci, chacune avec son métal, l'aiguille aimantée se tourne sur-le-champ de manière qu'après quelques oscillations elle forme un angle droit avec l'ovale, dont l'axe magnétique surmonte l'influence du magnétisme terrestre. Quand le multiplicateur se compose de soixante à cent tours, on peut produire des effets sur l'aiguille aimantée avec des plaques en zinc et en cuivre dont les côtés n'ont pas un demi-pouce de long, et qui sont unies par du papier gris humecté avec la langue. On place alors le multiplicateur parallèlement au méridien magnétique, et dans l'instant où le circuit est fermé l'aiguille aimantée se tourne de plusieurs degrés vers le levant ou le couchant. On a rendu cet instrument sensible à tel point qu'il surpasse maintenant tous ceux dont on s'était servi jusqu'à ce jour pour découvrir l'électricité excitée par le contact. Mais son emploi rentre, à proprement parler, dans le domaine de la physique. L'électricité excitée par le frottement peut agir aussi de la même manière sur l'aiguille aimantée; mais il faut alors que le fil métallique, entouré de soie, du multiplicateur, soit plus épais, qu'il fasse un plus grand nombre de tours, par

Digitized by Google

exemple, de deux cents à cinq cents, et que les tours soient bien isolés les uns des autres. Une aiguille aimantée qu'on y suspend fait connaître tant l'électricité qui s'écoule d'une machine électrique que celle de l'atmosphère, lorsqu'une des extrémités du multiplicateur communique avec le sol, et que l'autre est dirigée, isolée, dans l'atmosphère.

La spirale plate ou en ressort ne produit, comme on doit s'y attendre, que des effets renforcés insignifians. Quand on met une aiguille d'acier au-dessus d'elle, en travers, sans cependant que cette aiguille puisse y toucher, celle-ci acquiert aussi la polarité; mais les pôles correspondans se confondent dans le milieu, comme l'indique la ligne suivante $\overline{+\ -\ +}$, absolument de même que si l'on voulait magnétiser une aiguille entre les tours d'une spirale en hélice. Il ne faut, pour en concevoir la raison, que jeter un coup-d'œil sur la figure citée plus haut.

La découverte la plus remarquable en ce genre, après celle d'Œrsted, est assurément celle du mouvement électromagnétique, dont on est redevable à Faraday. Ce chimiste a démontré, par des expériences, que la polarité électromagnétique dépend de ce qu'elle produit dans un des pôles de l'aimant une tendance à se mouvoir continuellement à droite autour du courant électrique, tandis que l'autre tend à se mouvoir à gauche dans la direction opposée. Comme, par conséquent, toutes deux tendent avec une égale force vers des points opposés, il faut que l'axe de la polarisation de l'aiguille se dispose de manière à faire un angle droit avec le courant électrique. Si le fil métallique par lequel s'opère la décharge, au lieu d'être porté dans une direction horizontale entre les pôles de la pile, est dirigé de haut en bas, où il se termine enfin dans un vase rempli de mercure, dans lequel un second fil conduit les électricités à l'autre pôle, et qu'un aimant léger, par exemple, une aiguille à coudre aimantée, soit assez chargé de fil de platine, à l'une de ses extrémités, pour plonger un

Digitized by Google

peu dans le mercure, et prendre une situation verticale, pendant qu'il tourne un pôle en haut, cet aimant commence, aussitôt que la pile se décharge par le fil vertical, à se mouvoir en cercle autour de ce pôle. Le mouvement continue tant que dure la décharge électrique. Si l'électricité positive vient du haut, et que le pôle dirigé en haut de l'aiguille soit le boréal, elle se dirige de droite à gauche. Si le pôle de l'aiguille, ou la direction de l'électricité dans le fil par lequel se fait la décharge, vient à changer, l'aiguille tourne de gauche à droite. Si l'aimant est fixé dans le mercure de manière à ne pouvoir remuer, tandis que le fil est mobile, c'est celui-ci qui tourne en rond autour de l'aimant, d'après les mêmes lois. On peut représenter ce phénomène en plaçant à l'extrémité d'un large et plat barreau aimanté, situé horizontalement, un petit vase en verre ou en porcelaine rempli de mercure, d'où part un fil métallique allant gagner un des métaux de la chaîne électrique simple, tandis que le conducteur de l'autre métal se termine par un chas, à quelques pouces au-dessus du vase rempli de mercure. On suspend à ce chas un fil de platine, qui plonge dans le mercure, mais dont l'extrémité inférieure est munie d'un petit morceau de liége, pour empêcher qu'il ne s'enfonce trop dans le métal liquide. Aussitôt que la chaîne électrique est formée, ce fil se meut autour du point pôle de l'aimant, qui n'est pas situé à l'extrémité du barreau, mais un peu en dedans. Le mouvement continue aussi longtemps que les électricités s'écoulent à travers le fil. Dans cette expérience, la direction du mouvement du fil n'est point un cercle autour de l'axe polaire de l'aimant, mais elle est telle autour du pôle, qu'elle coupe cet axe. On peut encore se représenter le mouvement électromagnétique d'une manière plus simple et plus facile. A cet effet on prend un tube de verre long de quatre pouces, qui a un demi-pouce de diamètre, et on en bouche les deux extrémités avec du liége. A travers l'un des bouchons passe un fil de fer, qui fait de chaque côté une

Digitized by Google

saillie d'un pouce, puis on tourne cette extrémité du tube en bas, et l'on y verse assez de mercure pour ne voir plus saillir que la pointe du fil de fer. On introduit ensuite à travers le bouchon supérieur un fil métallique qui se termine, dans l'intérieur du tube, par un chas, auquel est suspendu un fil de platine atteignant jusqu'au mercure. Si alors on unit le fil inférieur avec l'un des métaux de la chaîne électrique, et le supérieur avec l'autre, les électricités se déchargent par la communication entre le mercure et le fil mobile dans le tube. Lorsqu'ensuite on place le pôle d'un aimant très-énergique près de l'extrémité externe du fil de fer inférieur, celui-ci acquiert la polarité, et le fil suspendu dans l'intérieur du tube commence à se mouvoir en cercle autour de l'extrémité du fil de fer. Si l'on change le pôle de l'aimant, le fil tourne sur lui-même, et se meut dans une direction contraire. Faraday est parvenu, au moyen d'appareils convenables, à faire décrire des mouvemens circulaires au fil excitateur, sous l'influence de la polarité magnétique de la terre : dans ce cas il décrit toujours des cercles, dont le plan coupe à angle droit la ligne exprimant l'inclinaison de l'aiguille aimantée.

Il faut une chaîne puissante pour les expériences sur le mouvement électromagnétique. C'est pourquoi on emploie de préférence une très-grande paire, construite à la manière du calorimoteur de Hare.

Le mouvement des fils devient plus facile aussi lorsque la surface du mercure est humectée avec un peu d'acide nitrique, pour enlever la pellicule d'oxide qui couvre souvent ce métal et empêche la rotation. On a fait du principe de ce mouvement des applications diverses, dont la description rentre exclusivement dans le domaine de la physique.

Humphry Davy a découvert un mouvement qui est produit par l'électricité seule, et sur lequel l'aimant exerce cependant une grande influence. Il prit deux fils de cuivre d'un diamètre de deux lignes et entièrement couverts de cire, à l'exception de leurs pointes, qui

Digitized by Google

étaient très-polies; il les fit passer tous deux au travers du fond d'un vase de verre, à trois pouces de distance l'un de l'autre; puis il versa du mercure dans le vase, jusqu'à ce que le métal se fût élevé depuis un douzième jusqu'à un dixième de pouce au-dessus des extrémités des fils. Cela fait, quand on vint à décharger une très-grande et forte paire électrique à travers ces fils, le mercure s'éleva au-dessus de leurs extrémités, et forma des cônes d'un douzième ou tout au plus d'un dixième de pouce, du sommet desquels partaient des ondes dans toutes les directions, de manière qu'il n'y avait eu repos que le point où celles-ci se rencontraient. Si l'on passait le pôle d'un aimant à quelques pouces de distance au-dessus d'un de ces cônes, il s'affaissait, devenait plus large, et l'ondulation diminuait. Si l'on rapprochait encore davantage l'aimant, la surface du mercure devenait plane, et le métal commençait à tourner autour de l'aimant, ce qui augmentait de rapidité à mesure qu'on rapprochait davantage l'aimant; et lorsque celui-ci était arrivé tout auprès de la surface du mercure, on y voyait naître, dans l'endroit où était auparavant le cône, un enfoncement tourbillonnant. Des expériences spéciales mirent hors de doute que ce mouvement n'était point occasionné par l'échauffement qui pouvait provenir de la décharge électrique. L'expérience ayant été faite avec de l'étain fondu, en place de mercure, on observa les mêmes phénomènes. Tant qu'on n'employa point l'aimant, on ne remarqua pas de rotation; et de petits morceaux de fil de fer qui furent placés sur le cône et autour de lui, se tournèrent constamment à angle droit de la ligne unissant les deux fils de cuivre, mais demeurèrent du reste immobiles, même au sommet du cône. Comme, dans cette expérience, le mouvement est le même au-dessus des deux fils, c'est une nouvelle preuve en faveur de l'existence de deux électricités, ce dont on ne s'était point encore convaincu, surtout en Angleterre.

Œrsted explique les phénomènes électromagnétiques

Digitized by Google

par un mouvement en hélice des deux électricités en sens contraire. L'électricité positive tourne à droite, et repousse le pôle boréal de l'aiguille, tandis que les tours de l'électricité négative se font à gauche, et repoussent le pôle austral de l'aiguille. Quoiqu'il soit réellement difficile de concevoir pourquoi les électricités allongeraient ainsi leur chemin, cependant on doit avouer que l'hypothèse d'Œrsted explique les directions suivant lesquelles agit la polarité électromagnétique, de même que les mouvemens qui en résultent, et qui n'étaient point encore découverts lorsque le physicien danois fit connaître cette vue théorique.

La concordance parfaite de la polarité magnétique dans la spirale électromagnétique, avec celle de nos barreaux aimantés ordinaires, a conduit Ampère à conjecturer que la polarité de cette dernière pourrait fort bien dépendre aussi de courans électriques faisant un angle droit avec l'axe de polarisation. Dans cette hypothèse, la polarité de la terre serait également la suite de courans électriques semblables, résultant d'un courant électrique d'orient en occident excité par les rayons du soleil. On conçoit que des conjectures de cette espèce, quelque vraisemblance qu'elles puissent avoir, ne sauraient être admises, tant qu'on n'apportera pas de preuves péremptoires à leur appui.

L'état magnétique d'un conducteur qui décharge de l'électricité, nous a fourni les moyens d'apercevoir des courans électriques dans des cas où l'on n'aurait jamais rien vu de semblable sans lui. Avec son secours, Seebeck a découvert que, dans des métaux qui se touchent par deux points éloignés l'un de l'autre, dont l'un est échauffé, il se développe un courant électrique qui les rend magnétiques, et leur procure absolument la même espèce de polarité qu'ils acquièrent pendant la décharge de la paire électrique. Afin de pouvoir distinguer ces phénomènes les uns des autres, nous désignons, suivant la proposition faite par Œrsted, les plus anciennement connus sous le nom d'*hydroélectriques*,

Digitized by Google

et ceux dont la découverte est due à Seebeck, sous celui de *thermoélectriques*. La manière la plus simple de produire des phénomènes thermoélectriques consiste à couler un barreau de bismuth ou d'antimoine, long, par exemple, de huit pouces, sur neuf lignes d'épaisseur, et à entourer les extrémités de ce barreau avec du fil de laiton le plus épais possible, dont on tourne quatre ou cinq fois les bouts autour de lui, et dont on ploie le reste, de manière que le tout représente un rectangle, dont trois côtés sont formés par le fil, et le quatrième par le barreau. Du reste, la forme de l'appareil n'a rien d'essentiel. Si alors on vient à chauffer une des extrémités du barreau à l'endroit où il n'est point entouré de fil de laiton, le rectangle entier devient magnétique, et met une aiguille aimantée qu'on tient au-dessous de lui dans une direction qui fait presqu'un angle droit avec celle du métal. Au lieu de rouler du fil de laiton autour du barreau, on peut, en coulant celui-ci, souder à chacun de ses bouts l'extrémité d'un étrier en laiton ou en cuivre laminé.

Dans les expériences thermoélectriques, les métaux se rangent à la suite les uns des autres d'après des rapports électriques tout-à-fait différens de ceux qui ont lieu dans les expériences hydroélectriques, où les propriétés chimiques dont ils sont doués semblent régler leur manière de se comporter. Seebeck attribue cette différence à ce que, dans le second cas, tous les phénomènes sont déterminés par le rapport électrique entre le métal et le liquide, dont le concours est nécessaire ici, tandis que les phénomènes thermoélectriques dépendent uniquement de la manière spéciale dont les métaux se comportent sous le rapport électrique. Cependant cette explication n'est pas tout-à-fait satisfaisante; car il n'y a point coopération d'un liquide dans les expériences connues sur l'électricité développée par le contact entre deux métaux, et c'est cependant ce rapport électrique qui détermine l'hydroélectrique. Il paraît, dans les expériences thermoélectriques, que la

Digitized by Google

différence entre la facilité avec laquelle la chaleur se communique des deux côtés en partant du point échauffé, est la principale cause des phénomènes électromagnétiques, et comme des métaux différens agissent constamment alors d'une manière différente, il doit résulter aussi de là que chaque métal donne lieu à des différences spéciales dans la direction du courant électrique.

Si l'on range les métaux d'après la direction différente qu'ils impriment à l'aiguille aimantée, dans la série thermoélectrique, le bismuth et l'antimoine forment les deux derniers termes, c'est-à-dire que le bismuth, avec tous les métaux qu'on lui unit pour former une chaîne thermoélectrique, tourne vers l'ouest le pôle boréal d'une aiguille aimantée placée au-dessous de lui, tandis que l'antimoine, dans les mêmes circonstances, dirige ce même pôle vers l'est. Si l'on place l'aiguille en-dessus, les directions qu'elle reçoit sont naturellement inverses. Voici quel est l'ordre des métaux les plus ordinaires dans la série thermoélectrique :

Bismuth.	Cuivre.
Mercure, nickel.	Iridium, osmium.
Platine.	Argent.
Palladium.	Zinc.
Cobalt, manganèse.	(Graphite)
Étain.	Fer.
Plomb.	Arsenic.
(Laiton).	Tellure.
Rhodium.	Antimoine.
Or.	

Chacun des métaux de cette série imprime au pôle boréal d'une aiguille aimantée qu'on place au-dessous de lui, dans l'état thermoélectrique, une déclinaison occidentale, lorsqu'il est réuni à ceux qui le précèdent, et orientale, quand on le met en rapport avec ceux qui le suivent.

Œrsted et Fourier ont fait voir que quand on soude

Digitized by Google

ensemble à leurs extrémités deux barreaux métalliques courbés, par exemple, d'antimoine ou de fer, de manière à en former un rectangle, une ellipse ou un cercle, et qu'ensuite on fait une figure de même apparence et grandeur avec plusieurs barreaux du même métal, d'égale épaisseur, mais courts, et alternativement soudés ensemble, les deux instrumens acquièrent un magnétisme de même intensité lorsqu'on chauffe, dans le premier cas, un des points d'union, et, dans l'autre, toujours la seconde soudure. Il paraît découler de là que le nombre des paires n'exerce pas d'influence sur l'accroissement de la force du courant électrique. Mais les phénomènes magnétiques deviennent d'autant plus faibles qu'on chauffe moins de points de réunion sur la figure composée de plusieurs morceaux soudés ensemble. Si l'on ouvre une jonction sur une paire thermoélectrique, et qu'on unisse les extrémités séparées avec celles d'un multiplicateur, les phénomènes électromagnétiques y deviennent moins sensibles, parce que le courant électrique qui se développe a trop peu d'intensité pour pouvoir parcourir le long et étroit fil du multiplicateur. Mais si l'on fait cette expérience avec l'appareil composé de plusieurs barreaux métalliques alternativement soudés ensemble, la polarité devient d'autant plus forte, dans le multiplicateur, qu'on chauffe davantage de jointures, c'est-à-dire qu'on fait entrer un plus grand nombre de paires thermoélectriques en action. Ici donc, comme dans les phénomènes hydroélectriques, le nombre des paires n'accroît pas la quantité de l'électricité dans la même proportion que son intensité, par leur tendance à se mettre en équilibre.

Il n'est même pas besoin de deux métaux différens pour produire les phénomènes thermoélectriques. La condition pour les exciter peut être remplie, quand il n'y en a qu'un seul, par des inégalités partielles dans sa texture et sa cohésion. Seebeck a coulé des anneaux d'antimoine, de bismuth et de zinc, pendant la solidification desquels certaines parties, étant refroidies plus

Digitized by Google

rapidement que d'autres, prenaient par-là une texture dense ou à grain fin, tandis qu'au contraire la partie refroidie lentement devenait cristalline. Quand on chauffait ces anneaux à l'un des points de contact des portions de texture différente, ils devenaient magnétiques, et la portion grenue jouait, par rapport à la cristalline, le rôle d'un métal étranger. Becquerel a fait voir que quand on chauffe l'une des extrémités du multiplicateur thermoélectrique, et que, tandis qu'elle est encore rouge, on la touche avec l'extrémité froide, une aiguille aimantée, posée sur le multiplicateur, entre en mouvement. Cette expérience réussit très-facilement, et d'autant mieux que le fil du multiplicateur est plus épais : s'il est mince, on peut entortiller les extrémités sur elles-mêmes, ou les rouler en spirale serrée, afin d'obtenir une masse métallique plus considérable. Lorsque les bouts du multiplicateur sont soudés ensemble, ou quand on applique la chaleur loin du point de contact, il ne se produit pas de phénomènes magnétiques appréciables; mais si l'on vient alors à toucher le fil, dans le voisinage du point échauffé, avec un morceau plus gros et froid du même métal, on reconnaît, d'après le mouvement de l'aiguille aimantée, qu'il se développe un courant électrique. Cette expérience prouve, mieux qu'aucune autre, que la condition pour l'excitation du courant électrique n'est pas seulement qu'un point soit échauffé, mais encore que la chaleur soit enlevée plus rapidement à un des côtés de ce point, au lieu de l'être uniformément aux deux côtés, d'où résulteraient des courans électriques de même espèce en sens opposé, qui se détruiraient réciproquement. Ces inégalités dans l'enlèvement de la chaleur proviennent de la grande différence qu'offre la température, quand l'extrémité froide du multiplicateur rencontre celle qui est rouge, ou quand un des côtés du point échauffé est refroidi par un moyen artificiel, cas dans lequel la chaleur afflue plus rapidement au côté froid. Yelin, ayant pris des barreaux métalliques, longs de sept à huit pouces,

Digitized by Google

sur trois à six lignes d'épaisseur, les fit chauffer depuis un bout jusqu'au milieu, et refroidit l'autre moitié avec de la glace : les barreaux acquirent ainsi la polarité transversale, et le pôle boréal de l'aiguille aimantée dériva vers l'est sous la portion chaude, vers l'ouest sous la portion froide. Si l'on venait à chauffer les barreaux dans le milieu, en refroidissant les bouts, il se développait une polarité semblable, de la même manière absolument que si l'on eût mis deux barreaux bout à bout par leurs extrémités échauffées.

Il est aussi des liquides qui agissent dans la série thermoélectrique. Seebeck a trouvé que des acides concentrés, par exemple, le sulfurique, le nitrique et l'hydrochlorique, prennent place au-dessus du bismuth, tandis que les alcalis concentrés et fixes se placent à l'extrémité opposée, au-dessous de l'antimoine. L'addition d'une certaine quantité d'eau rapproche les acides du milieu de la série, tandis qu'elle ne produit rien sur les alcalis. L'eau et l'ammoniaque caustique et liquide, c'est-à-dire dissoute dans l'eau, occupent à peu près le milieu de la série.

La polarité thermoélectrique produit le mouvement rotatoire, de même que la polarité hydroélectrique. Cumming a fait voir qu'un rectangle, dont une moitié est en fil de platine et l'autre en fil d'argent, soudées ensemble aux coins opposés, qu'on suspend sur un pivot au-dessus du pôle d'un aimant, et dont on chauffe le coin soudé inférieur par le moyen d'une lampe, commence à tourner autour de l'axe de l'aimant, et continue à le faire tant que la lampe se trouve là. Si l'on fait une croix avec deux de ces rectangles, qui soient suspendus précisément par le point où ils se croisent, la rotation s'effectue mieux encore (1). Marsh suspendit

(1) Pour pouvoir suspendre ces rectangles, on fait décrire à la partie moyenne de la face du fil tournée en dessous une courbure qui lui donne à peu près cette forme _⌐¬_, et dans laquelle se trouve reçu le pivot qui porte le rectangle.

Digitized by Google

deux de ces croix de rectangles au-dessus des pôles d'un aimant en fer à cheval tournés en-dessus, et plaça ensuite une lampe à esprit de vin allumée entre les deux jambes : les croix se mirent sur-le-champ à tourner, et continuèrent à le faire tant que la lampe brûla. Ici l'inégalité dans l'échauffement provient de ce qu'une des soudures est située dans un des angles inférieurs du rectangle, et se trouve le plus rapprochée du feu pendant la rotation; tandis que l'autre, placée dans un des angles supérieurs, approche moins de la flamme.

On a vu que, dans les paires hydroélectriques, une quantité beaucoup plus considérable d'électricité agit avec bien moins d'intensité que dans les phénomènes de l'électricité produite par le frottement. Il paraît que la quantité d'électricité qui entre en action dans les phénomènes thermoélectriques est bien plus grande que dans les hydroélectriques, mais qu'elle a encore beaucoup moins d'intensité. C'est probablement cette dernière circonstance qui fait qu'on n'a pu réussir jusqu'à présent à produire aucune espèce d'effet électrochimique par la voie thermoélectrique, même en agissant sur les corps qui sont d'ailleurs le plus facilement affectés par le passage de l'électricité.

Il n'est pas possible en ce moment de prévoir les résultats auxquels peut conduire un jour cette découverte inattendue; mais il faut espérer qu'on parviendra enfin à connaître la liaison intime qui existe entre toutes ces forces fondamentales.

DES SUBSTANCES SIMPLES PONDÉRABLES.

Les substances pondérables simples sont celles qu'il ne nous est pas donné de réduire en d'autres parties constituantes. Notre impuissance à cet égard ne prouve cependant pas qu'elles soient réellement simples; mais si elles doivent naissance à la combinaison de substances plus simples qu'elles, celles-ci nous sont vraisemblablement inconnues, et les forces qui président à

Digitized by Google

leur association, trop énergiques pour que nous puissions les surmonter avec le secours d'aucun des moyens dont nous disposons. Elles se comportent donc comme corps simples par rapport à nous. Leur nombre est considérable, car il s'élève à cinquante-deux. On les trouve en quantité très-diverse à la surface et dans l'intérieur de la croûte qui revêt le corps de notre planète, corps sur la nature duquel nous n'avons aucune notion. Quelques-unes font la base des montagnes et de la terre, comme l'oxigène, le silicium, le potassium, le calcium, l'aluminium, le carbone. D'autres, au contraire, sont moins répandues, par exemple, le cuivre, l'argent, l'or, le platine. Certaines enfin sont si rares qu'on a de la peine à s'en procurer des quantités suffisantes pour étudier leurs propriétés; tels sont l'yttrium et le tantale. Parmi ces corps simples, il n'y en a qu'un nombre très-limité qui fassent la base de la nature organique, c'est-à-dire qui soient parties constituantes des êtres vivans, dans lesquels ils sont combinés d'après un mode d'association qui ne peut s'effectuer qu'en vertu de l'influence de la vie, sur laquelle nous n'avons que des notions incomplètes : ceux-là sont l'objet d'une branche spéciale de la chimie.

La description des corps simples et de leurs combinaisons se partage donc en deux parties distinctes, la *chimie inorganique* et la *chimie organique*. Comme il est absolument impossible d'étudier la seconde sans avoir une connaissance approfondie de la première, je vais examiner d'abord la manière dont les corps pondérables se comportent dans la nature inorganique, c'est-à-dire dans le règne minéral, et dans les expériences auxquelles nous les soumettons, ou dans l'emploi que nous faisons d'eux.

CHIMIE INORGANIQUE.

C'est un grand soulagement pour la mémoire, dans la description des corps simples, que de les partager en

Digitized by Google

plusieurs séries, d'après un principe quelconque. La classification peut reposer sur plusieurs bases différentes. Le choix entre celles-ci varie suivant le but qu'on se propose. Le mien est de faciliter autant que possible l'accès de la science à celui qui y débute, et, tandis qu'il amasse des faits nombreux par l'étude, de le conduire enfin à la connaissance du lien scientifique qui unit tous ces faits.

Nous avons vu dans ce qui précède que quand la pile électrique se décharge à travers des liquides, certains corps se portent ordinairement au pôle positif, et d'autres au pôle négatif. L'oxigène gagne toujours le pôle positif, comme aussi le potassium va toujours au pôle négatif. Nous tirons de là le moyen de ranger les corps entre ces deux extrêmes, suivant qu'il leur arrive plus fréquemment de se porter vers un pôle que vers l'autre, quand les combinaisons dans lesquelles ils entrent viennent à être décomposées. Il en résulte, entre l'oxigène et le potassium, une série de corps à la moitié desquels on peut donner le nom d'*électronégatifs*, c'est-à-dire qui se portent de préférence au pôle positif, tandis que les autres peuvent être désignés sous celui d'*électropositifs*, c'est-à-dire qui se portent de préférence au pôle négatif. Cette série, bien établie, forme, à proprement parler, la base de la chimie, considérée comme un système scientifique de faits et de leurs causes. Mais une pareille classification n'est pas celle qui facilite le plus l'étude des corps. On ne la comprend bien qu'après avoir appris à connaître ces mêmes corps. Je renverrai donc l'exposition de la théorie électrochimique à la fin de la chimie inorganique. De cette manière, je la développerai seulement lorsque je pourrai supposer que le lecteur a acquis des notions suffisantes sur les propriétés des corps.

Certains corps sont si généralement répandus et doués d'affinités si puissantes, que nous les employons de préférence à tous les autres dans nos recherches pour étudier ces derniers. Les bien connaître est un

Digitized by Google

préliminaire indispensable pour faire quelques pas de plus dans la science. C'est donc par eux qu'il a fallu commencer. Mais si l'on rangeait les corps d'après la fréquence de l'emploi qu'on en fait dans les expériences, et suivant la méthode adoptée par les anciens chimistes, avant que la science fût arrivée au point où elle est aujourd'hui, il pourrait aisément résulter de là quelque confusion dans les idées du commençant. Il est donc nécessaire de suivre en général un ordre scientifique pour la classification des corps, mais de sacrifier quelquefois cet ordre, afin de rendre l'étude plus facile.

Parmi les corps simples, il en est un certain nombre qui se distinguent par des caractères extérieurs particuliers et bien tranchés. Nous appelons ceux-là métaux. D'autres ne possèdent point ces caractères, et ne sont pas des métaux. D'après cette différence, on a divisé les corps en *non métalliques*, que j'appellerai d'un nom plus court *métalloïdes*, et en *métaux*. Cette division, que je suivrai, n'est pas dépourvue de quelque connexion avec les propriétés chimiques et électrochimiques des corps; car tous les métalloïdes appartiennent à la série de ceux qui, soit quand ils se trouvent isolés, soit quand ils sont combinés avec l'oxigène, vont gagner de préférence le pôle positif, et sont par conséquent électronégatifs. Cependant, parmi ceux que l'on range au nombre des métaux, il y en a beaucoup qui sont également dans ce cas; et quand on cherche à établir des limites précises entre les deux classes, on reconnaît que, sous le rapport de leurs propriétés, les corps passent d'une classe à l'autre, et le font même par une transition si insensible, que plusieurs d'entre eux peuvent être rangés à aussi bon droit dans l'une que dans l'autre.

DES MÉTALLOÏDES OU CORPS NON MÉTALLIQUES.

Les caractères généraux de ces corps, ceux par lesquels ils se distinguent des métaux, sont, en général,

Digitized by Google

l'incapacité de conduire l'électricité et la chaleur, jointe à une pesanteur spécifique moins considérable, qui n'excède pas de trois fois celle de l'eau. On en compte douze, savoir :

Oxigène.	Brome.
Hydrogène.	Iode.
Nitrogène.	Fluor.
Soufre.	Carbone.
Phosphore.	Bore.
Chlore.	Silicium.

Parmi ces corps, les trois premiers ont cela de particulier que, n'étant pas doués d'une force de cohésion suffisante, ils ne peuvent se présenter sous d'autre forme que celle de gaz, quand ils sont isolés, ni prendre celle de liquide ou de solide qu'en vertu de leur affinité pour d'autres corps, et seulement lorsqu'ils sont combinés avec ceux-ci. Ils sont continuellement attirés par le globe terrestre, en vertu de leur pesanteur; mais continuellement aussi ils se tiennent à sa surface, sous la forme de gaz, tant qu'ils sont libres et dégagés de toute combinaison. La même chose à lieu pour tous les autres gaz réellement permanens. Si ces corps n'avaient pas de pesanteur, c'est-à-dire s'ils n'étaient point attirés par le globe terrestre, ils se comporteraient, par rapport à nos moyens d'investigation, de la même manière absolument que fait le calorique latent; nous verrions bien leurs effets, mais ne pouvant point constater leur addition à d'autres corps par une augmentation du poids de ces derniers appréciable au moyen de la balance, il arriverait ce qui avait lieu jadis, quand on ne les connaissait pas bien, et ce qui est encore aujourd'hui pour le calorique, c'est-à-dire que nous considérerions leur existence comme un simple changement dans la forme des corps auxquels ils s'unissent. Si, au contraire, les bases de ces gaz permanens avaient une pesanteur plus considérable, ou si elles se trouvaient sur une planète dont la force at-

Digitized by Google

tractive fût plus puissante que celle de la nôtre, peut-être leur gravitation suppléerait-elle au défaut de cohésion, et pourraient-elles alors se maintenir sous la forme solide ou liquide.

On partage les métalloïdes, sous le rapport de la manière chimique dont ils se comportent, en *oxigène* et en *corps combustibles*, ou susceptibles de se combiner avec l'oxigène, opération dans laquelle la plupart d'entre eux donnent lieu au phénomène ordinaire de la combustion, c'est-à-dire à la production du feu.

Quelques personnes divisent les corps en *combustibles* et *comburans*, et, indépendamment de l'oxigène, rangent encore plusieurs autres substances, par exemple, le chlore, l'iode, le soufre, dans la seconde section. Mais ce qui ne permet pas d'admettre cette classification, c'est que la plupart des corps peuvent être alternativement combustibles et comburans. Lorsque, par exemple, du soufre brûle dans du gaz oxigène, le soufre est un corps combustible; mais quand du cuivre ou du fer brûle dans du soufre gazeux, le soufre joue le rôle de corps comburant.

I. DE L'OXIGÈNE.

L'oxigène ne peut point être obtenu sous la forme solide ou liquide; jamais il ne se présente que sous celle de gaz. Il est contenu sous cette dernière forme dans l'atmosphère, dont il constitue un peu plus du cinquième. Il entre aussi comme partie constituante dans la plupart des composés inorganiques, de même que dans tous les corps organiques, à très-peu d'exceptions près. Ce corps remarquable fut découvert, en 1774, à la fois par Scheele et par Priestley. C'est de sa découverte que date le perfectionnement de la théorie chimique.

Pour l'obtenir pur et exempt de tout mélange notable avec d'autres substances, on le dégage ordinairement, par l'action du feu, de ses combinaisons avec divers métaux.

1° On introduit dans une petite cornue de verre

Digitized by Google

cent grains d'oxide mercurique rouge, qui est connu dans les pharmacies sous le nom de *précipité rouge*, et l'on adapte au bec de la cornue un tube de verre recourbé (pl. III, fig. 1). Ce tube peut être fixé avec de l'étoupe ou du linge, et enveloppé ensuite avec un morceau de vessie mouillé. On le fait passer dans une cuvette pleine d'eau, sous une cloche renversée (fig. 2), également remplie d'eau, que soutient une petite planchette pourvue d'une échancrure et posée sur le bord de la cuvette. On place alors la cornue sur un fourneau contenant des charbons ardens, en ayant soin que la flamme ne puisse pas atteindre le verre, qui se casserait sans cette précaution. Quand la cornue s'échauffe, l'air atmosphérique qu'elle renferme se dilate, s'échappe par le tube, traverse le liquide, et se rassemble au fond de la cloche, dans laquelle l'eau baisse à mesure qu'il prend sa place. Dès qu'il est arrivé dans la choche autant ou un peu plus d'air que la cornue pouvait en contenir, on enlève cette cloche, on la remplit de nouvelle eau, et on la replace comme auparavant au-dessus de l'orifice du tube. Le gaz qui passe ensuite est de l'oxigène pur jusqu'à un certain point, et presque exempt d'air. On pousse alors le feu jusqu'à ce que le fond de la cornue commence à rougir, et l'on voit le gaz oxigène se dégager avec assez de rapidité. L'oxide, de rouge qu'il était, noircit peu à peu, et à mesure que le gaz passe dans la cloche, il se dépose dans le col de la cornue des gouttelettes de mercure, qui se réunissent insensiblement en globules plus volumineux, lesquels tombent dans la cuvette. Si l'on recueille exactement tout le mercure qui se rassemble dans celle-ci et celui qui reste attaché au col de la cornue, on trouve que sa quantité s'élève à quatre-vingt-douze grains, c'est-à-dire qu'il pèse huit grains de moins que la poudre de laquelle s'est dégagé le gaz oxigène. Ce dernier s'est rassemblé dans la cloche; cependant il en reste encore dans la cornue une petite quantité qu'on ne peut évaluer qu'en fermant le tube de verre avec un bou-

Digitized by Google

chon de liége bien ajusté, aussitôt qu'il n'en sort plus de bulles, et laissant la cornue se refroidir lentement sur le feu, sans retirer le tube de l'eau. Quand la cornue est tout-à-fait refroidie, on ôte le bouchon; l'eau pénètre alors dans le vase, et remplit l'espace qu'à cette température le gaz oxigène occupe de moins qu'à celle de la chaleur rouge, pendant la durée de laquelle on a bouché le tube. On renverse la cornue, le fond tourné en haut, et avec une lime on marque de chaque côté l'espace que le gaz y occupe. Alors on la retourne, et on la remplit, jusqu'aux marques qui ont été faites, d'eau que l'on mesure ensuite pour connaître le volume du gaz oxigène qui était demeuré dans le vase. En tenant compte de ce résidu, on a obtenu, dans l'expérience, environ seize pouces cubes de gaz; car chaque pouce cube de celui-ci pèse à peu près un demi-grain, ou un peu moins, à la température ordinaire de l'été. Par conséquent la poudre rouge était composée de quatre-vingt-douze parties de mercure et de huit d'oxigène.

2° L'oxide noir de manganèse, minéral connu dans le commerce sous le nom de manganèse, fournit du gaz oxigène d'une manière beaucoup moins dispendieuse. On introduit dans une cornue de fer de la capacité d'une livre environ, et disposée comme dans la fig. 4 a. pl. III, assez de manganèse, réduit en poudre fine, pour la remplir à peu près aux quatre cinquièmes; on la ferme ensuite avec un bouchon de fer usé à l'émeri et percé dans le sens de sa longueur (fig. 4 *b.*), que l'on garnit d'un peu d'argile humide, et qu'on introduit dans le col de la cornue, afin d'intercepter tout passage à l'air. On adapte à l'extrémité rétrécie et tubuliforme du bouchon, un tube de verre recourbé, de manière que, comme dans l'expérience précédente, il puisse être dirigé dans une grande cuvette pleine d'eau, et le gaz reçu de même dans de vastes cloches. Mais comme on obtient des quantités considérables d'oxigène par ce procédé, il est plus commode de le recevoir dans un grand réservoir en fer-blanc, qui sera décrit dans le dernier

Digitized by Google

volume de cet ouvrage, à l'article *gazomètre*. Cela fait, on place la cornue dans un petit fourneau composé de quatre briques, que l'on chauffe, sans toutefois luter de suite le tube de verre. Il s'élève d'abord des vapeurs aqueuses, qui parfois exhalent l'odeur de l'acide nitrique. Ensuite il passe une espèce de gaz qui éteint le feu, et qui est du nitrogène. Tant que les vapeurs aqueuses et ce gaz se dégagent, on ne recueille point les produits; mais dès qu'on s'aperçoit qu'une allumette simplement incandescente, au lieu de s'éteindre tout-à-fait, s'allume au contraire, et brûle en répandant une clarté extraordinaire quand on l'approche de l'ouverture, on adapte le tube de verre, préalablement entouré d'étoupes et d'argile humide, et disposé de manière à bien boucher cette ouverture; puis on recueille le gaz, comme dans l'expérience précédente. Suivant que tous les joints ont été plus ou moins bien bouchés, on obtient d'une livre de manganèse douze à seize pintes d'oxigène, dont cependant les portions qui passent les premières et celles qui se dégagent en dernier lieu ne sont pas pures et doivent être mises à part. On acquiert la conviction que tous les joints sont bien bouchés en promenant autour de l'appareil un petit tison rouge, qui s'enflamme ou du moins jette une lueur plus vive quand on l'approche des points par lesquels le gaz oxigène s'échappe.

A défaut d'une cornue de verre on peut aussi dégager du gaz oxigène de l'oxide noir de manganèse en remplissant à moitié de cette substance un canon de fusil encloué, que l'on fait ensuite rougir, et à l'ouverture duquel on lute, ou l'on assujettit avec du liége, un tube qui conduit le gaz dans des cloches pleines d'eau.

On peut encore introduire le manganèse dans une cornue de verre, comme dans la première expérience, et verser dessus de l'acide sulfurique concentré. En chauffant la cornue, la masse ne tarde pas à entrer en ébullition, et il se dégage une grande quantité de gaz oxigène.

Dans toutes ces expériences, quand on opère sur

Digitized by Google

l'oxide de manganèse, cette substance se trouve dépouillée d'une partie de son oxigène, qui prend la forme de gaz et s'échappe; il reste enfin du manganèse oxidé à un moindre degré, dont la chaleur ne peut plus opérer la décomposition.

Lorsqu'on se sert d'acide sulfurique et d'oxide de manganèse, il n'est pas nécessaire d'appliquer un aussi haut degré de chaleur, parce que l'affinité de l'acide pour le manganèse oxidé à un plus faible degré favorise le dégagement de l'oxigène en excès.

On a cru que le manganèse calciné reprenait, par son exposition à l'air, l'oxigène dont l'action du feu l'avait dépouillé, et pouvait ensuite servir de nouveau au même usage qu'auparavant, mais c'est une erreur.

3° La meilleure méthode pour obtenir le gaz oxigène pur consiste à le tirer du chlorate potassique, traité, dans une cornue de verre, de la même manière que j'ai indiquée précédemment pour extraire, le gaz de l'oxide mercurique. Ce sel donne trente-neuf pour cent de son poids de gaz oxigène, et cela sans mélange d'aucune substance étrangère. L'air atmosphérique de la cornue peut seul rendre le gaz jusqu'à un certain point impur; cependant on obvie en grande partie à cet inconvénient en versant sur le chlorate, après l'avoir introduit dans la cornue, un peu d'eau, qui prend la forme de vapeur avant que la décomposition du sel commence, et chasse l'air. Mais alors il faut disposer la cornue de manière que l'air n'y puisse avoir accès, et qu'on soit à même de la refroidir. On doit avoir soin aussi que le feu ne diminue pas; car lorsque la température de la vapeur aqueuse descend, sur un point quelconque, au-dessous de + 100 degrés, avant que le dégagement du gaz oxigène ait commencé, il résulte de là un vide, et le liquide sur lequel on se proposait de recevoir le gaz pénètre dans la cornue, ce qui nuit à l'expérience.

Quand on n'a besoin que d'une petite quantité d'oxigène, ce qui arrive quelquefois dans les recherches chimiques, on peut alors procéder de la manière suivante. On

Digitized by Google

prend un morceau de tube de baromètre long de trois à quatre pouces, dont on souffle l'extrémité en une boule de la grosseur d'une noisette à peu près (pl. III, fig. 6, A.). On remplit cette boule aux trois quarts de chlorate potassique, puis on tire le tube à la lampe de l'émailleur, et on le courbe de manière que le tout représente la figure indiquée pl. III, fig. 6, B. On fait ensuite chauffer la boule au-dessus de la flamme d'une lampe à esprit de vin simple, et l'on permet à une certaine quantité de gaz de s'échapper, afin qu'il entraîne l'air atmosphérique, après quoi on recueille le gaz oxigène. Dès qu'on n'a plus besoin de ce dernier, on retire la petite cornue du feu, et on laisse refroidir le sel fondu, qui peut servir encore plusieurs fois de suite avant d'être épuisé.

Il faut remarquer, à l'occasion de la préparation du gaz oxigène par le moyen du chlorate potassique, que ce gaz laisse quelquefois précipiter une poudre blanche, qui se rassemble dans le tube, et pénètre parfois aussi dans le vase où l'on recueille l'oxigène. Cette poudre est du chlorate potassique soulevé par le bouillonnement du sel fondu en une poussière fine qui suit le gaz sous la forme d'une fumée légère. Elle est surtout abondante au commencement de l'opération, et cesse entièrement de se produire lorsque le sel a perdu sa fluidité.

On prépare aussi le gaz oxigène en décomposant le sel de nitre, qu'à cet effet l'on tient à l'état de fusion rouge. Le gaz se dégage avec une douce effervescence, en laissant pour résidu des combinaisons de potasse avec de l'oxide nitreux et de l'oxide nitrique. Mais ce sel en donne beaucoup moins que le chlorate potassique, et il est rare que le gaz lui-même soit parfaitement pur : il contient, surtout vers la fin de l'opération, quand celle-ci a lieu dans des vaisseaux en fer, du gaz nitrogène, que le métal dégage de l'oxide nitrique. Si l'on opère dans des vaisseaux de porcelaine ou de verre, le gaz qui passe sur la fin est chargé de gaz oxide nitreux, que la silice

Digitized by Google

et l'alumine dégagent du sel, en se combinant avec la potasse.

Il est possible encore d'obtenir du gaz oxigène en faisant rougir doucement du minium (couleur rouge à l'usage des peintres), qui est un oxide de plomb susceptible d'abandonner une partie de son oxigène sous l'influence de la chaleur.

Quand on veut avoir du gaz oxigène absolument pur, il faut le recueillir sur du mercure, parce que lorsqu'on emploie l'eau à cet usage, il s'y mêle un peu de nitrogène qui provient de l'air atmosphérique contenu dans toute eau quelconque.

Le gaz oxigène est dépourvu d'odeur et de saveur. Sa pesanteur spécifique est à celle de l'air atmosphérique, d'après la pesée que j'ai faite avec Dulong, dans la proportion de 1 : 1026; selon Biot, dans celle de 1 : 10359; suivant Saussure, dans celle de 1 : 10562; d'après Thomson, dans celle de 1,111 : 1,0000. Davy l'évalue à 1,127, ce qui est incontestablement trop élevé.

Il est remarquable que ce gaz réfracte la lumière moins qu'aucun autre corps connu. Sa réfraction absolue est de 0,000560204, suivant Biot et Arago; elle se trouve, à l'égard de celle de l'air atmosphérique, dans la proportion de 0,86161 : 1,000.

Comparé à un poids égal d'eau, sa chaleur spécifique est à celle de cette dernière dans la proportion de 0,242 : 1,000.

Quand on le renferme dans un tube en verre de diamètre uniforme partout, et qu'on l'y comprime rapidement, à l'aide d'un piston, il devient pour un instant lumineux dans l'obscurité. On ne retrouve cette propriété dans aucun gaz dépourvu d'oxigène (par exemple, dans les gaz hydrogène et nitrogène), et comme elle s'observe, à un plus faible degré, dans le gaz acide carbonique, et même dans l'eau sous forme liquide, elle paraît dépendre de l'oxigène que ces corps contiennent.

Il se dissout en très-petite quantité dans l'eau, ne

Digitized by Google

trouble pas l'eau de chaux, n'altère point la teinture du tournesol, et entretient la combustion, en produisant beaucoup plus de lumière et de chaleur que l'air atmosphérique n'en développe.

Si l'on plonge une allumette en ignition dans une cloche remplie de gaz oxigène, elle s'allume sur-le-champ, et brûle avec une flamme bien plus brillante que dans l'air atmosphérique. Si on la retire et qu'on la souffle, elle se rallume de nouveau dès qu'on la replonge dans la cloche. La même manœuvre peut être répétée plusieurs fois de suite. Un morceau d'amadou allumé qu'on plonge dans ce gaz y brûle avec flamme. Du phosphore contenu dans une petite cuiller de fer fixée à l'extrémité d'un long fil de même métal, et qu'on y plonge également, après l'avoir allumé, y brûle en répandant une lumière dont on ne connaît aucune qui se rapproche davantage de celle du soleil pour l'éclat et la clarté. Le soufre brûle dans ce gaz avec une belle flamme azurée; mais il faut avoir soin de l'y hausser et baisser alternativement, sans quoi l'acide sulfureux qui résulte de la combustion empêcherait le gaz oxigène d'entrer en contact avec lui. Le charbon en ignition y brûle de même avec flamme. En un mot, tous les corps qui brûlent dans l'air atmosphérique, brûlent avec beaucoup plus de vivacité encore dans le gaz oxigène. Certains, qui ne brûlent pas du tout dans l'air, ou qui ne le font qu'à une température extrêmement élevée, s'enflamment et brûlent avec une grande facilité dans ce gaz : tel est, par exemple, le fer. Si l'on recourbe l'extrémité d'une aiguille à tricoter ou de tout autre fil de fer mince, qu'on y fixe un peu de charbon en ignition, et qu'on plonge le tout dans un flacon plein de gaz oxigène, le charbon s'enflamme d'abord, puis, quand il est consumé, le fil de fer commence à brûler lui-même, et se fond, à son extrémité, en un globule, d'où s'échappe en sifflant un jet d'étincelles; le globule fondu et en partie oxidé tombe quand il est devenu trop pesant, tandis que le reste du fil continue à se fondre et à brûler aussi long-temps que

Digitized by Google

le gaz oxigène n'est pas trop altéré par l'air atmosphérique qui pénètre dans le vase. Les globules qui se détachent ont une température si élevée, que quand on les reçoit dans de l'eau, ils y conservent long-temps encore leur chaleur, et s'enfoncent profondément dans le verre ou la porcelaine du vase où ils tombent. Si l'on fait l'expérience dans une bouteille en verre mince, par exemple, dans une bouteille de Florence, ils en fondent les parois et passent à travers. C'est pourquoi, quand on veut conserver le vase, il faut avoir soin de mettre du sable au fond. Cette expérience est, du reste, une des plus belles que la chimie ait à offrir.

Lorsqu'on mêle du sang avec du gaz oxigène, sa couleur foncée disparaît, et il devient d'un beau rouge vermeil. Tel est le changement que le sang des animaux vivans subit, dans la respiration, par l'absorption du gaz oxigène, et qui entretient la chaleur animale, du moins en partie. Si l'on renferme des animaux dans du gaz oxigène, leur respiration s'y entretient quatre fois plus long-temps qu'elle ne le ferait dans un pareil volume d'air atmosphérique. C'est pour cette raison que, dans le principe, on donna au gaz le nom d'*air vital*. Quand ensuite on retire l'animal, on trouve le sang beaucoup plus rouge, dans ses veines, qu'il ne l'était auparavant, et s'il a respiré le gaz oxigène pendant long-temps, ses poumons sont dans une sorte d'état inflammatoire. Voilà pourquoi l'état des personnes atteintes de phthisie pulmonaire s'aggrave beaucoup lorsqu'elles respirent cette sorte de gaz.

Tout corps qui brûle dans le gaz oxigène se combine avec l'oxigène, et augmente d'un poids égal à celui du gaz consommé. Dans le même temps s'effectue, d'une manière qui n'est pas encore bien éclaircie, une combinaison de lumière et de chaleur que nous appelons *feu*. Lavoisier et ses contemporains croyaient que le feu provenait du calorique latent qui maintient l'oxigène sous la forme de gaz permanent; mais lorsqu'on eut reconnu que cette

Digitized by Google

explication n'était pas satisfaisante, parce qu'il se manifeste du feu alors même qu'il n'y a pas de gaz oxigène condensé, Crawford attribua le phénomène à un changement dans la chaleur spécifique du corps brûlé, qui, suivant lui, doit être inférieure à celle que l'oxigène et le corps combustible avaient avant de se réunir. Nous avons reconnu depuis que cette théorie n'est pas exacte non plus, et non-seulement que certains corps brûlés ont tout autant de chaleur spécifique qu'il y en a dans leurs principes constituans, mais encore que d'autres, l'eau par exemple, en ont une supérieure à celle que possèdent leurs élémens isolés; d'où il résulterait, dans l'hypothèse de Crawford, que la combustion de l'hydrogène devrait donner lieu à du froid, au lieu de produire du feu.

Il ne nous reste donc plus d'autre ressource que de considérer le feu comme un phénomène électrique, qui a lieu lorsqu'au moment de la combinaison des corps, leurs états électriques opposés se neutralisent réciproquement, circonstance dans laquelle, suivant ma manière de voir, il se produit du feu de la même manière qu'il s'en manifeste dans la décharge de la bouteille de Leyde ou de la foudre. Je ne développerai les autres conjectures qui se rattachent à ce sujet que quand je parlerai, dans le quatrième volume, de l'influence que l'électricité exerce comme agent chimique; car je dois, autant que possible, éviter d'amalgamer ici l'exposition des faits avec des vues théoriques incertaines.

Pour que la combustion commence, il faut que le corps combustible soit échauffé jusqu'à un certain degré. Très-peu de corps ont la propriété de s'enflammer à la température ordinaire de l'atmosphère et de brûler dans l'air. Le degré de chaleur nécessaire pour qu'un corps combustible s'enflamme est ordinairement inférieur de beaucoup à celui qui se développe par le fait de la combustion, en sorte que le corps, une fois enflammé, se maintient ensuite de lui-même assez échauffé

Digitized by Google

pour pouvoir continuer à brûler. La chaleur produite par la combustion est d'autant plus élevée, que l'affinité du corps combustible pour l'oxigène est plus considérable; mais elle peut varier pour un même corps combustible en raison de la densité différente du gaz oxigène. Elle n'est jamais plus forte que dans le gaz oxigène pur; mais plus les molécules de ce gaz sont écartées les unes des autres par la raréfaction ou par le mélange avec un gaz étranger, plus aussi la chaleur qui se développe pendant la combustion est faible. C'est pour cette raison qu'un corps qui brûle dans l'air y répand moins de chaleur, parce que là l'oxigène se trouve mêlé avec une quantité de nitrogène quadruple de la sienne. Si l'on se figure la proportion du gaz nitrogène allant en augmentant, un terme arrive enfin où la température née de la combustion devient égale à celle qui est nécessaire pour que le corps s'enflamme, et celui-ci continue à brûler; mais si la raréfaction de l'oxigène augmente encore davantage, la combustion ne peut plus du tout s'opérer, à moins qu'une autre circonstance quelconque ne maintienne le corps combustible au degré de chaleur nécessaire pour qu'il brûle.

Il paraît, d'après quelques calculs de Welter, que, pendant la combustion, certains corps, en consumant la même quantité de gaz oxigène, dégagent de celui-ci du calorique, soit en quantités égales, soit en quantités qui sont des multiples déterminés les unes des autres. Ainsi, par exemple, les expériences de Despretz nous apprennent que la même quantité de glace se fond à zéro, lorsque cent parties de gaz oxigène se combinent avec du carbone pour produire de l'acide carbonique, ou avec du gaz hydrogène pour donner naissance à de l'eau. La même chose semble avoir lieu aussi lorsque ces cent parties d'oxigène brûlent du bois, de la cire, de la résine, de l'alcool. Mais lorsqu'elles convertissent du phosphore en acide phosphorique, une quantité de glace exactement double de la précédente entre en fusion;

Digitized by Google

On ne saurait encore dire si ces observations isolées peuvent conduire à des conclusions générales; ce qu'il y a de certain, cependant, c'est que la coïncidence dont je viens de parler mérite attention.

Divers corps s'enflamment, c'est-à-dire commencent à se combiner avec l'oxigène, à une température plus basse que celle à laquelle ils deviennent rouges ou lumineux. Ces corps continuent à s'oxider, sans produire de feu, en se maintenant seulement chauds; mais lorsqu'ils viennent à être mis en contact avec de l'air plus pur, le phénomène du feu éclate sur-le-champ. De là résultent deux modes de combustion, l'un à la chaleur la plus basse possible, l'autre à la température la plus élevée possible, qui peuvent souvent donner lieu à des produits tout-à-fait différens.

Le fait que certains corps, dans certaines circonstances, peuvent continuer de s'oxider à la même température que celle à laquelle leur oxidation a commencé, et sans qu'il se manifeste de feu, a été la source d'une découverte extrêmement intéressante de Davy, qui consiste à transporter en quelque sorte le phénomène du feu d'un corps combustible à un autre qui ne s'oxide ni ne brûle. On fixe à un fragment de camphre, ou à la mèche d'une lampe à esprit de vin, un morceau de fil de platine tourné en spirale, ou une étroite bandelette de platine laminé, décrivant huit à dix tours; on allume le camphre ou la lampe, et un instant après on éteint la flamme en soufflant légèrement dessus. Après qu'elle est éteinte, le platine conserve une température plus élevée que celle à laquelle commence l'oxidation des vapeurs du camphre ou de l'esprit de vin, en sorte que celles-ci continuent, par leur contact avec le fil métallique, à s'oxider aux dépens de l'air; le fil de platine étant meilleur conducteur du calorique que ne le sont les gaz, il s'empare du calorique qui se développe dans cette opération, de manière qu'au bout de quelques instans il commence à rougir; et comme, parvenu à cet état, il

Digitized by Google

entretient la volatilisation du camphre ou de l'alcool, il continue aussi à demeurer rouge jusqu'à ce que le camphre ou l'alcool soit entièrement consumé.

La même chose arrive quand on fait passer un courant de gaz combustible quelconque dans l'air, et qu'on tient un fil de platine échauffé dans ce courant, avec la différence que ces gaz étant d'eux-mêmes très-inflammables, ils s'enflamment par-là en peu d'instans. Le platine est le corps qui convient le mieux pour cette expérience, attendu qu'il est suffisamment conducteur de la chaleur, et qu'il ne s'oxide pas. L'expérience réussit également avec d'autres métaux, mais moins bien et moins sûrement. Le fer est celui qui se rapproche le plus du platine à cet égard. Quant à l'argent et à l'or, ils paraissent être trop bons conducteurs du calorique, ce qui fait qu'ils dissipent la chaleur. Cependant, dans toutes ces expériences, l'inflammation et la combustion ne dépendent pas uniquement de la température du platine : le métal lui-même y contribue d'une manière qui lui est propre, quoiqu'il ne contracte pas de combinaison. Je reviendrai sur ce sujet en traitant de l'hydrogène, et j'entrerai alors dans de plus grands détails sur ce que l'expérience nous apprend à son égard.

Quand un corps est combiné avec l'oxigène, on le dit *oxidé* ou *brûlé*. Le poids de l'oxide est égal à ceux du corps combustible et de l'oxigène consommé, pris ensemble. Mais il est fort difficile de faire l'expérience d'une manière qui permette de peser tant l'oxigène restant que le corps brûlé. Si le gaz oxigène est parfaitement pur, et le corps combustible capable de le consommer en totalité, ce gaz disparaît entièrement : par exemple, qu'on remplisse un ballon en verre de gaz oxigène, qu'on y introduise autant de grains de phosphore qu'il contient de fois trois pouces cubes de gaz, qu'on le bouche ensuite pour empêcher l'air d'y pénétrer, enfin qu'on l'échauffe assez pour que le phosphore s'enflamme et brûle; si, après que le ballon s'est refroidi, on vient à le déboucher sous l'eau, le liquide s'y élance aussitôt, et

Digitized by Google

le remplit de manière à n'y pas laisser subsister la moindre bulle d'air.

On peut faire cette expérience d'une manière plus facile encore et plus brillante, en remplissant de mercure une petite cloche de verre longue de cinq à six pouces, la renversant sur le mercure, et y introduisant ensuite un petit morceau de phosphore, que sa légèreté détermine à traverser le métal pour gagner la partie supérieure de la cloche : dès qu'il y est parvenu, on le fait fondre en tenant un creuset de terre chaud, mais non rouge, renversé sur la cloche, de manière toutefois qu'il n'y touche point; on fait ensuite arriver du gaz oxigène dans le vase, par petites bulles; le phosphore brûle avec une lueur éclatante, et le gaz disparaît, de manière qu'on finit par ne plus trouver dans la cloche que du phosphore et de l'acide phosphorique.

En se combinant avec les corps simples, l'oxigène change de propriétés, et produit des composés que nous appelons *corps oxidés* ou *oxides*. Les propriétés des oxides varient, 1° suivant la nature du corps combustible qui se combine avec l'oxigène, 2° suivant les diverses proportions dans lesquelles chaque corps combustible peut s'unir avec ce dernier.

J'ai déjà dit précédemment que nous partageons les corps simples en électropositifs et électronégatifs. Une grande partie des corps simples électronégatifs produisent avec l'oxigène des composés qui ont une saveur acide, et que, pour ce motif, on appelle *acides*. Les métaux électropositifs, au contraire, donnent naissance à des oxides qui ne sont point acides, et qui, loin de là, en se combinant avec les acides, détruisent les propriétés acides de ces derniers, et leur sont tout aussi opposés que les deux électricités dont ils portent le nom le sont l'une par rapport à l'autre. Quelques corps électropositifs, peu nombreux, produisent, avec une certaine quantité d'oxigène, un oxide électropositif, et avec davantage d'oxigène un oxide électronégatif, c'est-à-dire un acide : tel est, par exemple, le manganèse.

Digitized by Google

Lavoisier, qui avait reconnu la propriété dont l'oxigène jouit de former des acides avec le soufre, le phosphore, le carbone, mais qui ne s'était point aperçu qu'il n'entre pas moins dans le caractère de ce corps de donner également naissance à des combinaisons opposées (parce que la composition des oxides électropositifs les plus remarquables n'était point encore connue), considérait l'oxigène comme le principe générateur des acides, à l'exclusion de tous les autres. C'est d'après cela qu'il l'appela oxigène, du grec οξυς, acide et γενναω, j'engendre. Mais il a été parfaitement démontré depuis qu'il se forme des acides très-puissans qui ne contiennent point d'oxigène, et que cette dénomination est, par conséquent, inexacte. Il résulte de là que si l'on en était aujourd'hui à chercher un nom pour désigner ce corps, on ne choisirait pas celui d'oxigène. Mais ce nom étant adopté généralement, il serait inconvenant de vouloir le changer parce qu'une fausse théorie en a introduit l'usage.

Plusieurs corps, principalement des métaux, ont, à l'état d'oxide, la forme pulvérulente et l'aspect terreux. Aussi les anciens chimistes les appelaient-ils *chaux métalliques*, pour indiquer leur analogie avec la chaux, quoiqu'ils ignorassent que cette dernière substance est aussi un oxide métallique.

Un même corps peut avoir plusieurs degrés d'oxidation, qui, d'après la différence de leurs propriétés, se rapportent à trois classes :

1° *Sous-oxides*. Ce degré est le plus bas de tous. Le sous-oxide ne peut pas se combiner avec d'autres corps oxidés sans absorber une plus grande quantité de gaz oxigène. Ce degré d'oxidation est moins répandu que les autres, et jusqu'à présent on connaît peu de corps qui en offrent des exemples; peut-être en découvrira-t-on d'autres avec le temps. Les pellicules qui se forment peu à peu sur le plomb métallique, le zinc, l'arsenic, le bismuth, etc., appartiennent à la classe des sous-oxides.

Digitized by Google

2° *Oxides.* Cette classe comprend les corps oxidés qui peuvent se combiner les uns avec les autres. On les partage en deux séries : les *oxides électropositifs* ou *bases salifiables*, et les *oxides électronégatifs* ou *acides*.

Les *bases salifiables*, parfois aussi appelées simplement *bases*, résultent de la combinaison des métaux électropositifs avec l'oxigène, et sont ce que nous appelons *alcalis*, *terres* et *oxides métalliques*. Un même métal peut avoir plusieurs degrés d'oxidation qui le constituent à l'état de base; beaucoup en ont deux; un seul en a trois. Pour les distinguer alors par des dénominations différentes, on dit, le fer étant choisi pour exemple, *oxide ferreux* quand il s'agit du degré inférieur, et *oxide ferrique* lorsqu'il est question du second degré.

On donne le nom d'*acides* aux oxides qui sont produits par les métaux électronégatifs et par les métalloïdes, et dont la plupart ont une saveur sensiblement aigre. Il y a aussi dans cette série plusieurs degrés d'oxidation, que l'on distingue les uns des autres par des appellations différentes, comme le prouve l'exemple des quatre acides formés par le soufre, qu'on désigne sous les noms d'hyposulfureux, sulfureux, hyposulfurique et sulfurique. Cette nomenclature n'est assurément pas bonne, mais elle est admise.

Le corps combustible contenu dans un acide ou dans une base salifiable, est appelé *radical* de cet acide ou de cette base.

Lorsque des acides et des bases salifiables se combinent ensemble, il en résulte des corps particuliers appelés *sels*, dans lesquels l'acide et la base détruisent réciproquement leurs principaux caractères.

3° *Sur-oxides.* Les corps compris dans cette classe contiennent tant d'oxigène, qu'ils ne peuvent se combiner avec d'autres oxides ou acides sans en abandonner une partie. A cette catégorie appartient, par exemple, le manganèse, dont nous avons vu plus haut qu'on peut

Digitized by Google

dégager l'excès d'oxigène en le faisant rougir au feu.

Ces divers degrés d'oxidation se font par sauts déterminés de l'un à l'autre, sans intermédiaires. Ces sauts s'opèrent ordinairement d'après certaines lois, de manière que la quantité d'oxigène contenue primitivement dans l'oxide augmente de moitié, se double ou se triple. En général, nous ne connaissons point encore tous les degrés d'oxidation des corps combustibles. Souvent on en découvre de nouveaux, et il est vraisemblable que tous les corps combustibles ont un certain nombre de degrés d'oxidation, dans lesquels les quantités d'oxigène se comportent, à l'égard les unes des autres, comme les nombres 1, 2, 3, 4, etc.; de sorte que l'oxigène ajouté est le double, le triple, le quadruple de celui qui se trouve contenu dans l'oxide le plus bas. Mais la manière dont la plupart de ces degrés peuvent être produits n'a point encore été découverte. Jusqu'à présent nous ne connaissons que ceux dans lesquels les élémens sont réunis par les affinités les plus puissantes, et qui, par cette raison même, se forment plus particulièrement dans nos expériences.

Avant d'abandonner ce qui est relatif à l'oxigène, je dois, à l'occasion de ce qui vient d'être dit, ajouter encore quelque chose touchant l'harmonie remarquable qui règne à l'égard des proportions dans lesquelles ce corps se combine avec d'autres corps. Gay-Lussac a découvert que quand le gaz oxigène s'unit à d'autres corps qui affectent la forme de gaz, par exemple, avec du gaz hydrogène ou du gaz nitrogène (que nous apprendrons à connaître par la suite), cette combinaison s'opère constamment dans un rapport tel que les deux gaz s'unissent en proportions égales, ou que deux, trois ou un plus grand nombre de proportions de l'un d'eux se combinent avec une seule proportion de l'autre, de manière qu'il n'y a jamais de fractions dans la combinaison.

Quoique nous ne puissions pas convertir tous les corps combustibles en gaz, et que la plupart de ceux auxquels il nous est donné de faire prendre cette forme ne la

Digitized by Google

conservent qu'à une température trop élevée pour nous permettre de les mesurer, cependant nous avons lieu de conjecturer que les proportions dans lesquelles l'oxigène se combine avec les corps combustibles, et même celles dans lesquelles ces derniers corps s'unissent les uns avec les autres, sont en harmonie avec les proportions relatives de ces mêmes corps à la température sous l'influence de laquelle ils revêtent la forme gazeuse (quelque élevée d'ailleurs que puisse être cette température), et que la combinaison s'opère de telle manière qu'un volume de l'un des gaz se combine, soit avec un seul, soit avec deux, trois, quatre ou un plus grand nombre de volumes de l'autre gaz. La théorie de ces rapports, qui n'est pas facile à saisir quand on débute dans l'étude de la chimie, sera traitée en détail dans le quatrième volume, où j'expliquerai ce qu'on entend par proportions chimiques.

Nous avons vu précédemment que l'oxigène peut former des bases, tout aussi bien que des acides. Mais de même que la génération des acides ne lui appartient point exclusivement, de même aussi ce n'est pas lui seul qui produit des bases. On connaît encore trois corps qui partagent cette prérogative avec lui, savoir le soufre, parmi les métalloïdes, le sélénium et le tellure, parmi les métaux. Ces trois corps donnent naissance, avec les corps combustibles électronégatifs, à des composés électronégatifs qui sont jusqu'à un certain point analogues aux acides, et avec les corps combustibles électropositifs à d'autres composés électropositifs analogues aux bases; lesquels composés peuvent ensuite se neutraliser réciproquement de la même manière que les oxibases neutralisent les acides, c'est-à-dire en produisant des sels.

La propriété remarquable dont ces quatre corps jouissent de pouvoir produire, avec les corps combustibles, deux séries électriquement différentes et aptes à se combiner ensemble, fait de l'oxigène, du soufre, du sélénium et du tellure, une classe à part, que je désigne sous le nom commun de *corps amphigènes* (corps produisant

Digitized by Google

les deux séries, c'est-à-dire des acides et des bases). Les sels qui résultent de ces deux séries opposées sont appelés *sels amphides*, pour les distinguer d'autres sels qui doivent naissance à la combinaison de deux corps simples seulement, et dont il sera question plus loin.

II. DES CORPS COMBUSTIBLES.

On croyait autrefois que la combustibilité de tous les corps était produite par une substance, répandue dans toute la nature, qui s'échappait pendant la combustion de ces corps, et à laquelle on donnait le nom de *phlogistique*. Mais, à cette époque, on ne connaissait ni l'oxigène, ni même la nature du phénomène de la combustion. On n'avait pas remarqué non plus que le corps brûlé augmente constamment de poids, comme il est facile de s'en convaincre en réunissant et pesant les produits de l'opération. Quand Scheele eut découvert qu'il y a consommation d'oxigène dans la combustion, quand Lavoisier eut reconnu que le corps brûlé augmente d'un poids précisément égal à celui de l'oxigène consommé, alors naquit la nouvelle théorie de la combustion, sur laquelle repose ce qu'il y a de plus important dans le reste de la chimie théorique, et dont le génie de Lavoisier se servit pour porter la science à ce haut degré de perfection où nous la voyons aujourd'hui. Les partisans des anciennes idées s'efforcèrent pendant long-temps de renverser la théorie de Lavoisier, en attribuant au phlogistique une propriété qu'ils appelaient *pesanteur négative*, ayant pour résultat de faire qu'un corps perdît de son poids par sa combinaison avec cette substance. Mais ces explications sont tout-à-fait rejetées; le phlogistique est banni de la chimie, et la théorie de Lavoisier, qui, pour cette raison, reçut dès l'origine le nom de *chimie antiphlogistique*, a pour elle la sanction de l'expérience acquise durant un grand nombre d'années. Lorsque je traiterai de l'oxidation des métaux, je tracerai plus en détail l'histoire de la chimie phlogistique et de la chimie antiphlogistique.

Digitized by Google

I. DE L'HYDROGÈNE.

L'hydrogène, ainsi appelé parce qu'en se combinant avec l'oxigène il donne naissance à de l'eau, ne peut pas plus que ce dernier être isolé sous forme solide ou liquide. Il se présente sous l'aspect d'un gaz combustible particulier, auquel on donnait autrefois le nom d'*air inflammable*. On le trouve, non-seulement dans l'eau, mais encore dans tous les êtres organisés, tant animaux que végétaux. C'est donc un des corps les plus répandus de notre globe.

Pour obtenir le gaz hydrogène, nous le dégageons de sa combinaison avec l'oxigène dans l'eau, et nous employons à cet effet plus d'un procédé; mais il est rare que nous l'obtenions parfaitement pur.

La manière la plus ordinaire de le préparer consiste à dissoudre du zinc dans un mélange d'acide sulfurique et d'eau. Le zinc a beaucoup d'affinité pour l'oxigène; mais il ne peut point, à la température ordinaire de l'atmosphère, le dégager de sa combinaison avec l'hydrogène dans l'eau. La présence alors d'un acide ayant une affinité puissante pour l'oxide de ce métal, fait que l'affinité du zinc pour l'oxigène et celle de l'acide pour l'oxide de zinc deviennent, par leur réunion, supérieures à celle de l'hydrogène pour l'oxigène dans l'eau. Celle-ci se trouve donc décomposée, et son hydrogène mis à nu; mais, comme l'hydrogène isolé n'existe qu'à l'état gazeux, il se dégage de la liqueur avec effervescence, et peut être recueilli comme gaz.

Il suffit, pour faire cette expérience, d'avoir un flacon garni d'un bouchon de liége, traversé par un tube de verre recourbé, ainsi qu'on le voit pl. III, fig. 5. Mais comme il est parfois commode de pouvoir ajouter l'acide sulfurique peu à peu, sans avoir besoin d'ôter le bouchon, ce qui permettrait à l'air atmosphérique de s'introduire dans le flacon, et de s'y mêler avec le gaz hydrogène, on fait passer à travers ce bouchon un autre tube droit, qui plonge dans la liqueur, et dont

Digitized by Google

l'orifice supérieur est dilaté en forme d'entonnoir. La fig. 7 A, pl. III, représente l'appareil entier. On verse l'acide peu à peu par l'entonnoir; mais il est clair qu'aucune portion de gaz ne peut s'échapper par le tube droit, dont le liquide bouche l'extrémité inférieure. Il est préférable que ce tube soit un peu large, mais qu'il ait un orifice inférieur étroit, afin que l'acide qu'on y fait couler n'entraîne point de bulles d'air, qui se mêleraient avec le gaz hydrogène.

L'eau et la portion vide du flacon contiennent, au commencement de l'expérience, de l'air atmosphérique, qui se mêle avec le gaz hydrogène, et en altère la pureté. C'est pourquoi, lorsqu'on a besoin d'obtenir un gaz très-pur, il ne faut pas recueillir les premières portions, qui entraînent l'air atmosphérique avec elles. Mais on peut se débarrasser de tout l'air inclus dans le flacon en ayant soin, au commencement de l'expérience, de remplir d'eau celui-ci et le tube recourbé, de bien fermer l'orifice de ce dernier en mettant le doigt dessus, et de verser ensuite l'acide dans l'entonnoir. Le gaz hydrogène qui se dégage ne peut point sortir, mais refoule une partie du liquide par le tube droit, en se rassemblant à la partie supérieure du flacon, et l'on continue ainsi jusqu'à ce que le quart au moins de la capacité de celui-ci soit rempli de gaz. On ouvre alors le tube recourbé, en bouchant le droit avec le doigt jusqu'à ce que l'autre soit débarrassé du liquide qui s'y trouve. Sans cette dernière précaution, le tube recourbé agirait comme siphon pendant l'écoulement de l'eau, et attirerait l'air dans le flacon. Le dégagement du gaz a lieu ensuite sans obstacle.

La liqueur s'échauffe peu à peu pendant la dissolution du zinc, ce qui active beaucoup le dégagement du gaz. Un moment arrive enfin où l'eau du flacon est saturée de sulfate zincique, qui cristallise quand elle vient à se refroidir. Lorsque la liqueur commence à devenir concentrée, ce n'est plus la peine d'y verser de l'acide;

Digitized by Google

et il vaut mieux alors la changer contre un nouveau mélange d'eau pure et d'acide.

On peut recueillir le gaz hydrogène aussi bien sur l'eau que sur le mercure.

Il n'est pur, jusqu'à un certain point, que quand on a fait dissoudre du zinc distillé. Le zinc ordinaire du commerce, qui contient de l'arsenic et un peu de soufre, donne un gaz hydrogène mêlé d'arseniure trihydrique et de sulfide hydrique, qui lui communiquent une odeur fort désagréable. On reconnaît la présence de l'arsenic, en faisant passer le gaz à travers un tube de verre légèrement rougi sur un point; au bout de quelque temps, par exemple, d'une demi-heure, il se forme un enduit noir d'arsenic à une petite distance du point rouge. Quant au soufre, on constate sa présence en dirigeant un courant de gaz sur un morceau de toile imbibé de sous-acétate plombique étendu d'eau; ce linge devient d'abord jaunâtre, puis rouge, et enfin noir, à raison du sulfure de plomb qui se forme. On peut débarrasser le gaz hydrogène de ces mélanges étrangers, en lui faisant traverser d'abord un large tube, dans lequel se trouve du linge imbibé d'une dissolution de sublimé corrosif, puis un second tube contenant un peu d'hydrate potassique. Le gaz arseniure trihydrique est absorbé dans le premier, et le gaz sulfide hydrique l'est dans le second.

On se sert quelquefois aussi de la dissolution de fer dans l'acide sulfurique pour préparer le gaz hydrogène. Mais le fer contient toujours du carbone; de manière que l'hydrogène obtenu ainsi est mêlé avec du carbure d'hydrogène, constituant une huile fétide très-volatile. Le fer en barres donne peu de cette huile; mais l'acier, et surtout la fonte, en fournissent tant, qu'on peut le recueillir en dirigeant le courant du gaz à travers de l'alcool, lequel ensuite se trouble quand on y ajoute de l'eau, et laisse déposer peu à peu le corps oléagineux.

Le gaz hydrogène réfracte la lumière dix fois et demie

Digitized by Google

plus que ne fait l'air atmosphérique, ou, pour parler avec plus de précision, son pouvoir réfringent est à celui de l'air atmosphérique :: 6,61436 : 1,00000. Dans l'état de pureté parfaite, il n'exhale aucune odeur. C'est ainsi qu'on l'obtient quand on arrose un amalgame de potassium et de mercure avec de l'eau, cas dans lequel le potassium s'oxide aux dépens de l'oxigène contenu dans l'eau. Mais si l'on ajoute à celle-ci, soit un acide, soit du sel ammoniac, qui accélère le dégagement du gaz, ce dernier acquiert sur-le-champ la même odeur que celle qu'il a quand on l'obtient en faisant dissoudre du zinc distillé dans des acides étendus. Cette odeur ne peut donc point être inhérente au gaz hydrogène lui-même, et doit provenir de substances qu'il tient en dissolution.

Sa pesanteur spécifique est à celle de l'air :: 0,0688 jusqu'à 0,0689 : 1,000, d'après quelques pesées que j'ai faites, de concert avec Dulong. Auparavant on l'estimait à 0,073.

Sa chaleur spécifique est à celle d'un poids égal d'air atmosphérique :: 13,08 : 1,00. Elle est à celle d'un égal poids d'eau :: 3,88 : 1,00.

Il peut s'emflammer et brûler, d'où résulte formation d'eau. Les expériences de Despretz ont appris qu'en brûlant il dégage assez de chaleur pour fondre 315,2 fois son propre poids de glace à la température de zéro. Lorsqu'on approche un corps enflammé de l'orifice d'un flacon plein de gaz hydrogène, celui-ci prend feu, et l'on voit sortir du flacon une flamme à peine visible pendant le jour. Cette flamme est blanche quand le gaz est parfaitement pur; autrement elle est tantôt bleuâtre, tantôt verte, etc.

Si l'on mêle du gaz hydrogène avec de l'air atmosphérique, dans un flacon, et qu'on allume le mélange, il brûle tout à la fois, en produisant une petite détonation. Si l'on approche une bougie allumée de l'orifice du tube par lequel s'échappe un courant de gaz hydrogène, celui-ci prend feu, et brûle, à l'extrémité du tube, en

Digitized by Google

donnant une petite flamme, qui répand une faible lueur. La combinaison du gaz hydrogène avec le gaz oxigène commence déjà à s'opérer à une température qui ne va pas, à beaucoup près, jusqu'au degré nécessaire pour produire de la clarté; de sorte qu'on peut parvenir à allumer le mélange des deux gaz avec le seul secours d'un fil de platine chaud, mais non rouge. On crut d'abord que, dans ce cas, c'était la température du platine qui jouait le rôle principal. Erman trouva qu'une température de + 50 degrés dans le fil de platine suffit déjà pour déterminer l'inflammation du gaz au bout de quelques instans ; mais Dœbereiner a découvert, en 1823, que le platine lui-même joue un si grand rôle dans cette opération, que quand il est divisé en molécules très-fines, le gaz hydrogène peut, par son intermédiaire, s'enflammer à l'air, même à des températures inférieures au point de la congélation. Cependant, pour que l'expérience réussisse alors, il faut, non-seulement que le platine soit très-atténué par la division mécanique, mais encore que sa surface soit parfaitement nette et pure. Il suffit, quand on veut produire ce phénomène extrêmement intéressant, d'employer le platine poreux et spongieux qui vient d'être réduit par la calcination du chlorure ammonique biplatinique, et de le tenir, au moyen d'une petite pince, à quelque distance de l'orifice d'un tube par lequel sort un courant de gaz hydrogène. Le platine devient à l'instant même d'un rouge blanc, et, bientôt après a lieu l'inflammation du gaz, qui est suivie de l'abaissement de la température du platine. Si l'on met le platine au fond d'un verre dans lequel on souffle du gaz hydrogène, on voit, aussitôt que le métal commence à rougir, la paroi interne du verre se couvrir d'une humidité qui est produite par l'oxidation du gaz hydrogène. L'explication de ce phénomène est que, par une action du platine dont nous ne connaissons point encore la cause, l'oxigène de l'air et le gaz hydrogène se combinent ensemble aux points de contact avec le métal,

Digitized by Google

et que la chaleur qui résulte de là échauffe peu à peu celui-ci jusqu'au point qu'il enflamme le gaz. Quand ce dernier a pris feu, le développement de chaleur s'effectue dans la flamme du gaz hydrogène, et non plus à la surface du métal, qui cesse par conséquent d'être rouge. Le platine perd cette propriété au bout de deux ou trois jours, et pendant qu'elle diminue, la température jusqu'à laquelle le métal s'élève par l'effet de la combinaison des gaz baisse aussi, de manière qu'il s'effectue bien encore une combinaison, et qu'il se forme de l'eau, mais que le platine ne s'échauffe plus assez pour rougir. Si, dans cet état, on commence par l'échauffer, avant de s'en servir pour l'expérience, il agit avec un redoublement d'énergie, rougit de nouveau au contact du gaz, et redevient capable de s'enflammer. Cependant cette propriété n'appartient point exclusivement au platine, mais il paraît la posséder à un plus haut degré qu'aucun autre corps. Thénard et Dulong ont fait voir que les métaux appelés palladium, rhodium et iridium en jouissent presque au même degré que lui, qu'elle est, au contraire, plus faible dans d'autres métaux, tels que l'or, le nickel et l'osmium; de manière, ou qu'ils déterminent la combinaison des gaz à la température ordinaire de l'air, sans rougir, ou qu'ils ont besoin d'être échauffés jusques à un certain degré pour donner lieu à cet effet, qu'ils produisent cependant alors avec énergie. D'autres corps solides non métalliques, par exemple, le charbon, la pierre-ponce, le cristal de roche, la porcelaine, le verre, ont aussi la propriété de déterminer la combinaison du gaz oxigène avec le gaz hydrogène à une température au-dessous de + 350 degrés; mais ils le font sans pour cela devenir rouges, et sans que le gaz s'enflamme. Quand on veut les faire servir à cet usage, il faut les réduire en poudre, et plus la poudre est à vives arêtes, plus il se forme d'eau, toutes choses égales d'ailleurs. Les corps liquides, le mercure, par exemple, paraissent ne pas avoir cette propriété à des températures au-dessous

Digitized by Google

de + 350 degrés. Cette grande inflammabilité par la mise en contact avec certains corps solides, n'est point particulière non plus à l'hydrogène; elle appartient de même à tous les autres gaz combustibles, quoiqu'aucun de ceux sur lesquels on en a fait l'essai jusqu'à présent ne produise le phénomène avec autant de facilité que le gaz hydrogène. Il est même des corps combustibles solides qui, par un mélange intime avec d'autres moins combustibles qu'eux, semblent acquérir un degré de combustibilité supérieur à celui qu'ils ont quand ils sont exempts de tout mélange étranger (1).

---

(1) Cette matière est d'un si haut intérêt, que je crois devoir rapporter les résultats plus spéciaux des excellentes recherches de Thénard et Dulong à son sujet. Ces deux chimistes ont trouvé que la masse métallique spongieuse qui reste après la calcination du chlorure ammonique biplatinique enflamme le gaz hydrogène à la température ordinaire de l'atmosphère, après que ce gaz s'est mêlé avec l'air. Le métal devient d'abord rouge, et immédiatement après le gaz prend feu, quand il afflue en quantité suffisante. Avec le gaz hydrogène seul il n'y a point élévation de température, et si ce gaz n'est mêlé que d'une petite quantité d'oxigène, la température du platine s'élève bien, il se forme bien de l'eau, mais le gaz ne s'enflamme pas. Si l'on soumet l'éponge de platine à l'action d'une chaleur rouge-blanc très-forte, ce qui la condense, elle perd la faculté de devenir rouge par le gaz hydrogène; cependant elle n'en détermine pas moins une lente formation d'eau, mais sans pour cela s'échauffer. Cette propriété ne dépend pas uniquement de la division du métal; elle tient encore à un certain état de sa surface, qui se dissipe peu à peu par l'exposition à l'air. Pour approfondir ce point, Thénard et Dulong ont examiné la manière dont se comporte le platine sous diverses formes. Un fil de platine d'un vingtième de millimètre de diamètre, et tourné en une spirale décrivant cent tours, n'exerça, au moment où il venait d'être préparé, aucune action sur un courant de gaz hydrogène, à la température ordinaire de l'atmosphère; mais à + 300 degrés il détermina l'oxidation de ce gaz. Lorsqu'au contraire on l'eut fait rougir plusieurs fois de suite, en ayant soin de le laisser refroidir chaque fois, il se trouva avoir gagné assez pour pouvoir commencer à agir sur le gaz à + 50 degrés jusqu'à + 60; si alors on le plongeait dans l'acide nitrique, qu'on le lavât dans de l'eau, et qu'on le fît sécher à une tempéra-

Digitized by Google

Si l'on prend un tube de verre long de huit à douze pouces, sur une à deux lignes de diamètre, qu'on le tire en pointe déliée à l'un de ses bouts, que, par le moyen d'un bouchon de liége bien ajusté, on fixe son autre

---

ture de + 200 degrés, il acquérait le pouvoir de s'échauffer dans un courant de gaz hydrogène, et devenait même rouge quand ce courant était fort. L'acide sulfurique et l'acide hydrochlorique agissaient de la même manière, mais plus faiblement. Le fil ne conservait cette propriété que pendant quelques heures à l'air libre, mais il la gardait pendant vingt-quatre dans un vase clos. La nature du vase n'exerçait aucune influence à cet égard. Le fil perdait sa propriété dans l'espace de cinq minutes lorsqu'après l'avoir fixé à un manche de laque on le plongeait dans du mercure isolé. Un fort courant d'air atmosphérique sec ou humide, de gaz oxigène, de gaz hydrogène, ou de gaz acide carbonique, la détruisait dans le même laps de temps. La potasse, la soude et l'ammoniaque ne la dissipaient pas. Elles la faisaient même reparaître dans un fil qui l'avait plusieurs fois acquise et perdue par les traitemens dont il vient d'être parlé. La limaille de platine obtenue avec une lime de médiocre finesse, avait, dans le premier moment de sa préparation, la propriété d'agir immédiatement sur le courant de gaz hydrogène; mais cette propriété allait toujours en diminuant en elle, et cessait tout-à-fait au bout d'une heure ou de quelques heures. Une légère incandescence, ou mieux encore le traitement par l'acide nitrique, la ranimait, et la limaille tenue dans un vase clos la conservait ensuite pendant plusieurs jours. La limaille de platine préparée sous l'eau n'exerçait aucune action. Des feuilles très-minces de platine (semblables à celle de l'or battu) jouissaient, dans les premiers momens de leur fabrication, de la propriété d'agir sur le gaz hydrogène à la température ordinaire de l'atmosphère, mais elles la perdaient dans l'espace de quelques minutes. Elles la recouvraient à un haut degré quand on les faisait rougir dans un creuset couvert, et la conservaient ensuite pendant plus de vingt-quatre heures lorsqu'on les renfermait dans un vase clos; mais, si on les laissait à l'air, elles la perdaient en même temps que s'effaçaient les plis produits par le foulement dans le creuset, et un nouveau chiffonnement ne la faisait pas renaître. L'éponge de platine conservait plus long-temps cette propriété à l'air que le métal sous les formes précédentes, ce dont on doit vraisemblablement chercher la cause dans sa texture, qui préserve les parties internes de l'influence destructive de l'air. Une incandescence légère, ou le traitement par l'acide nitrique, la rétablissait quand elle avait été abolie. L'imbibition

Digitized by Google

bout dans le col d'un flacon d'où se dégage du gaz hydrogène produit par un mélange de fer ou de zinc avec de l'acide sulfurique étendu, et qu'on enflamme ensuite le gaz à l'extrémité du tube (1), on entend un son fort distinct, semblable à celui d'un harmonica, lorsqu'on tient un petit cylindre en verre bien sec (comme dans la fig. 9, pl. III) au-dessus de l'ouverture; le son

---

avec de l'eau, l'insufflation des vapeurs aqueuses n'affaiblissaient pas son pouvoir, et l'insufflation d'un air humide ne le diminuait pas plus que celle de l'air sec. La poudre de platine obtenue par le moyen du chlorure ammonique biplatinique pulvérisé avec du sel commun avant d'être soumis à la calcination, possédait cette propriété à un degré plus prononcé, et la conservait d'une manière plus constante qu'aucune autre préparation de platine. Le palladium, le rhodium et l'iridium, traités de la même manière que le platine, déployaient absolument la même faculté. Le nickel obtenu en calcinant l'oxalate niccolique dans une cornue, déterminait également, à la température ordinaire de l'atmosphère, la combinaison de l'hydrogène avec l'oxigène, mais lentement et sans devenir rouge, ce que Dœbereiner avait observé aussi de son côté. Parmi les autres substances que Thénard et Dulong essayèrent, il ne s'en trouva aucune qui agît à la température ordinaire de l'air, mais beaucoup qui le firent à des températures plus élevées. L'or précipité de sa dissolution par le zinc et séché à la température ordinaire de l'air, déterminait la combustion de l'hydrogène à + 120 degrés; quand on le faisait préalablement rougir un peu, il agissait à + 55 degrés. L'osmium exerçait cette action à + 40 degrés jusqu'à + 50; l'or en feuilles minces à + 280, et en feuilles ordinaires à + 260; l'argent en feuilles n'agissait pas sensiblement à + 350 degrés, température au-delà de laquelle les deux chimistes ne sont point allés dans leurs expériences. On a tenté de faire servir cette propriété du platine spongieux à la confection d'une sorte de lampe analogue à la lampe électrique; mais cette lampe est d'un emploi fort restreint, parce que la faculté de s'enflammer a trop peu de persistance dans le métal.

(1) Il est bon de faire observer qu'on ne doit pas mettre le feu au gaz sur le champ, parce qu'autrement l'air atmosphérique contenu dans le flacon et mêlé avec le gaz détermine une explosion qui chasse violemment le tube et peut causer des accidens. C'est pourquoi il faut laisser le gaz se dégager pendant quelque temps avant de l'enflammer.

Digitized by Google

devient plus grave ou plus aigu suivant que le cylindre est tenu plus bas ou plus haut. Ce cylindre n'a pas besoin d'être fermé à son extrémité supérieure; il suffit que l'ouverture ne soit pas par trop large. On a désigné ce phénomène sous le nom d'*harmonica chimique*. La cause en a été long-temps inconnue ou mal interprétée. C'est dans ces derniers temps seulement que Faraday a prouvé, par des expériences intéressantes, qu'elle dépend d'une série de petites détonations, qui se succèdent avec assez de rapidité pour produire un son continu. Quand la flamme commence à résonner, on la voit s'allonger, comme si un rapide courant d'air ascendant la repoussait de l'ouverture du tube. L'air alors se mêle avec le gaz, de telle sorte que quand le mélange arrive un peu plus haut, où la flamme brille, il brûle avec une petite détonation, de même absolument qu'il arrive à la flamme d'un foyer quand on souffle fortement le feu, avec cette différence que le bruit qui naît alors est différent de celui qu'on observe dans le cas dont il s'agit ici.

Une condition nécessaire à la réussite de cette expérience, c'est que l'ouverture du tube soit étroite, et le développement du gaz faible jusqu'à un certain point; car tant que ce dernier brûle avec une forte flamme, aucun son ne se fait entendre.

Si l'on mêle, dans un flacon, deux mesures de gaz hydrogène avec une mesure de gaz oxigène, et qu'on enflamme le mélange, il se fait une forte détonation. Voilà pourquoi on a donné au mélange le nom d'*air détonnant*. Il faut, dans cette expérience, que le flacon soit entouré d'une serviette, parce que souvent il arrive qu'il se brise, et que les éclats en sont lancés au loin avec violence. Si l'on introduit du gaz détonnant dans une vessie garnie d'un robinet auquel est adapté un bout de tuyau de pipe en terre, on peut, en plongeant celui-ci dans une dissolution de savon, et exprimant légèrement la vessie, produire des bulles qui s'élèvent dans l'air, à cause de la grande légèreté du gaz hydro-

Digitized by Google

gène qu'elles contiennent, et qui, lorsqu'on approche une bougie allumée, s'enflamment et brûlent avec une forte détonation. Si, en poussant le gaz dans l'eau de savon, on fait naître un grand nombre de petites bulles à la surface du liquide, et qu'on mette le feu à ces bulles, la détonation qui a lieu est assez bruyante pour se faire entendre à une grande distance. Il va sans dire que, dans cette expérience, on doit avoir soin de mettre l'ouverture du tuyau de pipe à l'abri de l'action du feu, sans quoi la vessie elle-même brûlerait.

Lorsqu'on ferme l'ouverture d'une vessie pleine de gaz détonnant avec un bouchon de liége, et qu'on fait passer par ce bouchon deux tubes de verre, à travers lesquels on introduit dans la vessie deux fils de fer enduits de cire ordinaire ou de cire à cacheter fondue, et recourbés inférieurement, de manière que leurs extrémités ne soient qu'à une demi-ligne ou une ligne de distance l'une de l'autre, comme on le voit dans la fig. 10, pl. III, on peut, avec le secours de l'électricité, enflammer le gaz, d'une distance plus ou moins grande, à volonté. On peut suspendre la vessie dans l'air, en l'attachant, par exemple, à un arbre, et conduire des fils de laiton déliés depuis les fils de fer que les tubes de verre contiennent jusque dans la pièce où se trouve la machine électrique. Si l'on applique un de ces fils à l'armature extérieure d'une bouteille de Leyde chargée, et qu'avec l'autre on touche au bouton, la bouteille est déchargée par les fils de laiton, et une petite étincelle éclatant dans la vessie, entre les bouts des deux fils de fer, enflamme instantanément le gaz, qui brûle avec une forte détonation. Il se produit alors une grande et éclatante masse de feu, du volume et de la forme de la vessie, qui offre un très-beau phénomène, surtout dans l'obscurité.

Il suffit même de la simple étincelle électrique pour enflammer le gaz hydrogène. Le pistolet électrique, par exemple, nous en fournit la preuve. Cet instrument peut être tout simplement de bois, en forme de canon

Digitized by Google

ou d'obusier, comme dans la fig. 11, pl. III. On établit dans son milieu deux fils de fer placés vis-à-vis l'un de l'autre, qui se terminent chacun à l'extérieur par une petite balle de plomb. Si l'on tient le doigt sur une de ces balles, et qu'on approche l'autre du conducteur d'une machine électrique ou du couvercle d'un électrophore, l'étincelle jaillit en dedans du canon entre les fils de fer. Pour remplir le canon de gaz, on le renverse sur le goulot d'un flacon contenant de la limaille de fer avec de l'acide sulfurique étendu, et d'où se dégage du gaz hydrogène; puis on le ferme rapidement avec un bouchon de liége. Quand alors on y fait passer l'étincelle électrique, le gaz s'enflamme, et chasse le bouchon avec une détonation accompagnée d'une petite flamme. Quelquefois la déflagration ne se fait pas, parce qu'en remplissant le canon on l'a laissé trop long-temps au-dessus du goulot du flacon, et qu'il ne contient par conséquent que du gaz hydrogène : il suffit alors de souffler un peu à son ouverture; l'étincelle produit ensuite la détonation, parce qu'on a procuré de cette manière au gaz hydrogène l'oxigène nécessaire pour le brûler.

Un autre instrument pour enflammer le gaz hydrogène au moyen de l'étincelle électrique, est la *lampe électrique*, dont je donnerai la description dans l'appendice, à l'article *lampe*.

Une expérience fort agréable, qui prouve à la fois, et la facilité avec laquelle le gaz hydrogène brûle, et sa légèreté plus grande que celle de l'air, est la suivante: on prend une cloche en verre tubulée; on la remplit, sur l'eau, de gaz hydrogène, en ayant soin de la soulever peu à peu jusqu'à ce que son bord arrive au niveau du liquide; on ouvre la tubulure, et on met le feu au gaz : il brûle avec une flamme peu éclatante, qui sort par l'ouverture. Si alors on enlève la cloche de dessus l'eau, de manière que l'air y ait accès, le gaz hydrogène se trouve chassé par l'orifice supérieur, et là brûle avec une flamme de cinq à six et huit pouces de hauteur, qui,

Digitized by Google

au bout de quelques instans s'éteint avec détonation, sans que la cloche en soit endommagée. La détonation finale tient à ce que l'air, en expulsant le gaz hydrogène, se mêle peu à peu avec sa couche inférieure, et produit ainsi une espèce d'air détonnant, qui s'enflamme quand il s'approche de la flamme, et brûle alors tout à la fois.

Le bruit qui se fait entendre dans toutes ces expériences dépend de ce que l'eau qui résulte de la combustion des deux gaz s'échauffe, se dilate, de manière à occuper beaucoup plus de volume que n'en avaient ces gaz, mais se refroidit également à l'instant même, et donne lieu ainsi à un vide dans lequel l'air se précipite avec impétuosité. Il est donc produit de la même manière absolument que celui qui se fait entendre, lorsqu'on enlève tout à coup le couvercle d'une machine de Papin bien confectionnée.

Quand on comprime de l'air détonnant (par exemple, avec la pompe foulante d'un fusil à vent), il se dégage tant de chaleur que le gaz s'enflamme, brûle avec détonation, et brise le vase. Mais si l'on opère la compression avec lenteur, de manière que l'appareil de refoulement puisse se refroidir lorsqu'il commence à devenir chaud, et principalement si l'on introduit d'abord l'oxigène, puis l'hydrogène, on parvient à comprimer sans danger les deux gaz. Cette circonstance a donné lieu de découvrir un instrument de chimie extrêmement remarquable, le *chalumeau de Newmann*, qui sera décrit dans l'appendice, à l'article *gazomètre*. Le gaz détonnant, qui se trouve comprimé dans cet instrument, peut en sortir par un tube très-mince, et être enflammé à l'ouverture : là il continue à brûler en produisant la plus grande chaleur à laquelle nous puissions donner lieu par des moyens artificiels, de sorte que presque tous les corps qu'on place au foyer de la flamme y entrent en fusion ou se volatilisent. Quand le tube est assez mince et étroit, et surtout quand le gaz n'y arrive qu'après avoir traversé un tuyau plus large, rem-

Digitized by Google

pli de plaques rondes faites avec un tissu métallique très-fin et longues d'un pouce, la combustion ne saurait s'opérer dans un sens rétrograde, parce que les métaux refroidissent le gaz, et l'expérience ne fait pas courir le moindre risque; mais lorsqu'on néglige cette précaution, le réservoir du gaz se brise avec un bruit terrible, et l'expérimentateur est en danger de perdre la vie.

L'hydrogène peut se combiner avec l'oxigène dans deux proportions différentes. Son premier oxide constitue l'eau, qui est composée de deux mesures d'hydrogène et d'une mesure d'oxigène, ou de 88,91 parties d'oxigène et 11,09 d'hydrogène, en poids. Le second oxide appartient à la classe des suroxides : il est composé d'un volume de gaz hydrogène et d'un volume de gaz oxigène, ou de 94,13 parties d'oxigène et 5,87 d'hydrogène, en poids. Je les décrirai l'un et l'autre à l'article de l'*eau*.

La pesanteur peu considérable du gaz hydrogène a fourni l'occasion de faire des essais sur la navigation dans l'air, c'est-à-dire des expériences aéronautiques. On se borna long-temps à lancer en l'air des bulles de savon remplies de gaz hydrogène, lorsqu'enfin les frères Étienne et Joseph Montgolfier, propriétaires d'un moulin à papier près d'Annonay, réussirent, par le moyen de l'air échauffé, à faire élever une petite machine aérostatique dans les airs; mais ils attribuaient l'ascension du ballon moins à l'air échauffé, et devenu par-là spécifiquement moins lourd, qu'à un gaz particulier et plus léger, qu'ils supposaient provenir de la combustion de la laine cardée jointe par eux aux substances combustibles dont ils se servaient. Le premier ballon rempli de gaz hydrogène fut lancé par Charles, et les premiers qui eurent la hardiesse de se risquer dans une si frêle machine furent Pilâtre des Rozier et le marquis d'Arlande. Depuis lors cette expérience physicochimique a été répétée dans presque toutes les contrées de l'Europe. Les ballons qui servent d'aérostats sont faits avec

Digitized by Google

du taffetas, que l'on taille d'abord convenablement; après quoi on le couvre d'un vernis préparé avec de l'huile de lin et de la glu cuites ensemble, puis étendues de térébenthine; on réunit ensuite les divers morceaux par de fortes coutures, que l'on enduit aussitôt du même vernis. Le plus petit ballon que l'on puisse élever dans les airs doit avoir trois pieds et quatre lignes de diamètre. On peut faire avec du papier à lettre un ballon de neuf pouces et deux lignes de diamètre qui soit susceptible de s'enlever, mais il ne tarde pas à retomber, parce que le gaz s'échappe aisément à travers le papier. La baudruche est la substance qui convient le mieux pour les ballons destinés à des expériences en petit, mais ces machines doivent cependant avoir au moins six pouces et plus de diamètre.

Un ballon ne peut commencer à s'élever que quand il a acquis assez de volume pour que le gaz qu'il renferme et l'étoffe employée à sa fabrication, pèsent, pris ensemble, moins que ne pèse un volume égal d'air atmosphérique. Ainsi, par exemple, un petit aérostat en baudruche, de six pouces de diamètre, pèse environ 35 à 36 grains, et le gaz qu'il contient en pèse 5; sa pesanteur absolue s'élève donc à 41 grains quand il est rempli. Or, le volume d'air atmosphérique qui répond à ces 5 grains de gaz hydrogène, plus l'enveloppe destinée à les contenir, pèse 50 à 51 grains; par conséquent, le petit aérostat étant plus léger que l'air de 10 grains, doit pouvoir s'élever, et même soutenir déjà une charge de quelques grains. Plus le ballon devient grand, plus aussi la pesanteur de l'étoffe diminue relativement au gaz qu'elle emprisonne, et plus on peut rendre pesans les fardeaux qu'on attache à la machine. Un ballon de 20 pieds de diamètre renferme un espace suffisant pour loger 4,190 pieds cubes de gaz hydrogène, et indépendamment de l'étoffe, il porte encore 255 livres, y compris le poids des cordes et de la nacelle. A 30 pieds de diamètre, il renferme 14,142 pieds cubes de gaz et porte 928 livres. On compte, pour

Digitized by Google

chaque pied cube de gaz, une dépense de six onces de fer, six onces d'acide sulfurique et trente onces d'eau. Le dégagement du gaz se fait dans de grands tonneaux, d'où il est conduit, par des tuyaux en fer-blanc, dans un réservoir commun rempli d'eau, sous une tonne renversée, ainsi que le représente la fig. 12. pl. III. L'eau sert à débarrasser le gaz des impuretés qu'il entraîne avec lui, et à empêcher que, si une tonne venait par hasard à s'ouvrir, il ne sortît rien des autres. On le fait ensuite passer du tonneau renversé dans le ballon, qui doit avoir été préalablement bien purgé d'air atmosphérique. Quand on veut faire de gros ballons, il faut seize à vingt tonnes semblables, surtout si l'on est obligé de conduire l'opération avec rapidité; mais alors on éprouve nécessairement une perte considérable. On emploie ordinairement des clous pour agir sur l'acide; mais le gaz obtenu de cette manière est très-lourd, et rarement six à huit fois plus léger que l'air atmosphérique. Récemment Green s'est servi avec avantage, pour la construction des aérostats, du gaz que l'on obtient en distillant le charbon de terre pour l'éclairage. Un ballon de trois pieds de diamètre, rempli de ce gaz, était plus léger de onze onces que l'air atmosphérique. Rempli de gaz hydrogène préparé d'après le procédé décrit plus haut, le ballon était plus léger que l'air de dix-sept onces; mais les frais pour le remplir furent vingt fois plus considérables.

Le gaz hydrogène, étant lui-même combustible, ne peut entretenir, ni la combustion des autres corps combustibles, ni la respiration des animaux. Une allumette en iguition qu'on y plonge s'éteint sur-le-champ. Un animal qu'on y renferme ne meurt pas de suite; mais son sang n'éprouvant plus, pendant la respiration, le changement que l'air atmosphérique lui fait subir, il ne tarde pas à éprouver du malaise et à succomber. Si on le retire avant que tout signe de vie soit éteint en lui, on peut le ranimer, surtout en lui faisant respirer du gaz oxigène pur. Une atmosphère composée de gaz

Digitized by Google

oxigène et de gaz hydrogène substitué au gaz nitrogène, rend, au bout de quelque temps, lourd et comme engourdi, mais ne produit pas d'autres signes de malaise. Allen et Pepys ont vu des cochons d'Inde qu'on avait laissés au milieu d'une pareille atmosphère, finir par tomber dans un sommeil profond. On a des exemples d'hommes qui, après avoir respiré pendant long-temps un mélange de gaz hydrogène et d'air atmosphérique, se trouvaient pris chaque fois de sommeil. Si le gaz hydrogène n'est pas pur, si, par exemple, il est chargé de carbone ou de soufre, les animaux y périssent à l'instant même, et rien ne peut plus ensuite les rappeler à l'existence. L'homme peut, sans inconvénient, respirer du gaz hydrogène pendant long-temps, surtout lorsque ce gaz contient un peu d'air atmosphérique.

Le gaz hydrogène est employé dans la construction des aérostats et des lampes électriques. On s'en sert souvent dans les expériences de chimie, soit quand on veut chauffer des corps qui s'altéreraient à l'air, soit lorsqu'on a en vue de séparer quelques corps solides de leur combinaison avec l'oxigène, le soufre, le chlore, cas dans lequel on les fait chauffer au milieu d'un courant de gaz hydrogène. L'hydrogène se combine alors avec l'oxigène, le soufre et le chlore, et produit un composé volatil, qui se dégage, tandis que les corps auparavant combinés avec ceux-là restent à l'état de pureté. Ces expériences sont fort simples. On prend un morceau de tube de baromètre, dont on souffle la partie moyenne en boule, à la lampe de l'émailleur, et l'on met dans cette boule le corps qu'on veut chauffer ou rougir dans l'hydrogène. Ce tube est ensuite hermétiquement fixé, par le moyen d'un tuyau en caoutchouc, au tube de dégagement du flacon dont j'ai donné la description plus haut (*voyez* l'article *tube* dans l'appendice). Dès que le gaz hydrogène afflue dans la boule, on place une lampe à esprit de vin au-dessous de celle-ci pour l'échauffer. Quelquefois il est nécessaire d'avoir du gaz bien sec; dans ce cas, on commence

Digitized by Google

par lui faire traverser un tuyau contenant du chlorure calcique fondu et grossièrement concassé. L'eau qui s'était volatilisée avec lui est absorbée avidement par ce sel. Lorsqu'on se sert d'hydrate potassique pour enlever le sulfure hydrique, il dessèche en même temps le gaz, qu'on n'a plus besoin de faire passer sur du chlorure calcique. L'appareil est représenté pl. III, fig. 8. A est le flacon d'où le gaz se dégage, et dont le tube éducteur se trouve ici raccourci. B B sont des tuyaux de caoutchouc, qui servent à unir les deux tubes de verre, de manière à les laisser mobiles l'un sur l'autre, tout en fermant l'accès à l'air. C. est le tube plein de chlorure calcique ou d'hydrate potassique grossièrement pulvérisé; D. le tube renflé en boule dans son milieu, et E. une lampe à esprit de vin simple, placée sur un support qu'on peut à volonté allonger ou raccourcir.

DU NITROGÈNE.

Le nitrogène est dans le même cas que l'oxigène et l'hydrogène : on ne peut l'obtenir que sous forme de gaz. Dans cet état, il constitue près des quatre cinquièmes de notre atmosphère. Il entre d'ailleurs dans la composition de quelques minéraux, de plusieurs végétaux et de la plupart des substances animales.

Le nitrogène est le principe combustible ou la base de l'acide nitrique. Beaucoup de chimistes l'appellent *azote*, de ζωη, vie, et de α privatif, parce qu'il ne peut entretenir la vie quand on le respire seul et sans mélange d'oxigène. Mais il ne paraît pas convenable de lui donner ce nom, puisque ceux des combinaisons qu'il forme sont dérivés du mot *nitrogène*.

On peut extraire le nitrogène de l'atmosphère, ou le dégager des corps, soit solides, soit liquides, dans la composition desquels il entre.

Pour l'obtenir de l'air atmosphérique il faut absorber le gaz oxigène de ce dernier. Le procédé par lequel on remplit le plus promptement cette indication consiste à battre une certaine quantité d'air avec une dissolution

Digitized by Google

de sulfure calcique jusqu'à ce qu'il ait perdu une partie de son volume, et à faire passer le résidu dans un autre vase, où on le bat avec de l'eau de chaux, pour le débarrasser d'un peu de sulfide hydrique.

Un moyen plus facile consiste à verser assez d'eau dans une assiette plate pour la remplir presque, à y mettre un morceau de phosphore sur un support convenable, qui ne soit pas susceptible de brûler, à enflammer ce corps, et à le couvrir au même moment d'une grande cloche de verre. Le phosphore brûle dans la cloche jusqu'à ce qu'il ait consumé la plus grande partie de l'oxigène, et l'excédant (car on doit toujours en mettre un excès) finit par se réduire en vapeurs, qui convertissent les dernières traces de gaz oxigène en acide phosphorique, qu'on enlève, au bout de quelque temps, par le lavage avec une faible dissolution de potasse caustique. Mais le nitrogène ainsi préparé contient un peu de phosphore à l'état de vapeur.

La meilleure manière de se procurer du gaz nitrogène en grande quantité et passablement pur, consiste à faire passer un courant de chlore gazeux dans de l'ammoniaque caustique liquide (qui est composée d'hydrogène et de nitrogène). Le chlore s'unit à l'hydrogène, et produit ainsi un acide qui, se combinant ensuite avec une partie de l'ammoniaque, constitue un sel qu'on appelle chlorure ammonique ou sel ammoniac. Le nitrogène, au contraire, qui se trouve séparé de l'hydrogène, prend la forme de gaz, et se dégage du liquide avec une sorte d'effervescence. On peut le recueillir en le faisant passer, à l'aide d'un tube de verre, dans un flacon rempli d'eau ou de mercure. Lorsque l'ammoniaque caustique liquide est concentrée et le chlore gazeux pur, on voit souvent les bulles de ce dernier décomposer l'ammoniaque avec dégagement de lumière, et produire de petites explosions dans l'intérieur même de la liqueur; mais cet effet ne présente pas le moindre danger, qu'on peut d'ailleurs prévenir en étendant l'ammoniaque avec de l'eau. Il faut, dans cette expérience,

Digitized by Google

que l'ammoniaque soit toujours en excès, sans quoi lorsqu'elle aurait été convertie tout entière en sel ammoniac, le nitrogène se combinerait à son tour avec le chlore, d'où résulterait un corps qui est fort dangereux à manier, et que je décrirai à l'article du chlore.

On peut encore obtenir du gaz nitrogène en assez grande quantité et exempt de tout mélange étranger, en chauffant jusqu'au degré de l'ébullition du sulfite ammoniacal dissous dans l'eau. Traité de cette manière, le sel se décompose, et se convertit en eau et gaz nitrogène.

Soubeiran indique le procédé suivant, comme étant le moins dispendieux pour se procurer du gaz nitrogène. Dans un petit appareil semblable à celui que représente la pl. III, fig. 1, on mêle exactement ensemble deux parties de nitre et une de sel ammoniac, après quoi on fait chauffer le mélange. Les deux sels se décomposent réciproquement : l'ammonium de l'un subit une décomposition dont le résultat est que son hydrogène produit de l'eau, en s'oxidant aux dépens de la potasse et de l'acide nitrique de l'autre sel, tandis que le nitrogène est mis en liberté, et que le chlore s'unit au potassium réduit, donnant ainsi naissance à du chlorure potassique. Le gaz nitrogène qui se dégage dans cette opération, est mêlé avec du gaz chlore, du gaz chloride hydrique et de l'acide nitreux, dont on le purge aisément en le battant avec un mélange d'eau et de chaux éteinte.

Jadis on a conseillé aussi de mettre digérer dans de l'acide nitrique ou hydrochlorique étendu, de la viande, dont une partie du nitrogène se dégage sous la forme d'un gaz qu'il est facile de recueillir.

Le gaz nitrogène est difficile à reconnaître, parce qu'il n'a pas de caractères bien tranchés qui le différencient d'avec certains autres gaz. On ne peut le distinguer que par des caractères négatifs, par les propriétés dont il est dépourvu.

Ce gaz est plus léger que l'air atmosphérique. Sa

Digitized by Google

pesanteur spécifique est de 0,976, d'après une pesée que nous avons faite, Dulong et moi. Sa réfraction est à celle de l'air :: 1,03408 : 1,000, et sa réfraction absolue de 0,000590436, selon Biot. Sa chaleur spécifique, comparée à celle d'un pareil poids d'air, est :: 1,0247 : 1,000. Quand on le compare à celle d'un poids égal d'eau, elle est = 0,2733.

Le nitrogène ne peut entretenir ni la combustion ni la respiration. Un air atmosphérique dépouillé de son oxigène éteint les corps en ignition et tue les animaux. Cependant le nitrogène n'est pas positivement mortel; un animal peut y vivre pendant un certain laps de temps, comme dans le gaz hydrogène pur, et lorsqu'il périt, ce n'est pas à raison des qualités délétères du gaz, mais uniquement à cause du défaut d'oxigène. On a cru, pendant quelque temps, que le sang absorbait du nitrogène dans la respiration, mais des expériences plus exactes, qui ont été faites depuis, ont renversé cette opinion. Allen et Pepys ont constaté, dans leurs expériences déjà citées sur la respiration des cochons d'Inde au milieu d'une atmosphère de gaz hydrogène et de gaz nitrogène, qu'il s'exhale du nitrogène du sang, et que celui qu'on obtient ainsi dépasse quelquefois le volume de l'animal. Dulong et Despretz ont fait voir depuis que, durant la respiration ordinaire dans l'air atmosphérique, le sang exhale toujours du nitrogène, bien qu'en petite quantité.

Le gaz nitrogène n'est absorbé qu'en très-petite quantité par l'eau et l'alcool. Ces deux liquides n'en absorbent que 4, 2 pour cent de leur volume, d'après les expériences de Saussure.

Le nitrogène est par lui-même combustible. Mais il diffère des autres corps combustibles en ce qu'il ne peut ni s'enflammer ni brûler quand il n'est pas mêlé avec quelque autre combustible, parce qu'il a très-peu d'affinité pour l'oxigène. Tous les degrés d'oxidation dont il est susceptible, résultent d'opérations compliquées, naissent ordinairement à de basses températures,

Digitized by Google

et prennent leur source dans la destruction des matières animales. Mais une fois que le nitrogène est passé à l'état gazeux, il devient très-difficile de le combiner avec l'oxigène.

Cavendish prétend qu'on peut produire de l'acide nitrique avec un mélange de gaz oxigène et nitrogène, quand on mêle de l'air atmosphérique avec quatre fois son volume de gaz oxigène humide, et qu'on fait passer des étincelles électriques à travers le tout. Dans cette expérience, une petite portion du nitrogène brûle le long du trajet de l'étincelle, et se convertit en acide nitrique, ce qui fait disparaître un atome du gaz. En renouvelant l'étincelle électrique plusieurs centaines de fois, on peut donner ainsi naissance à une quantité d'acide nitrique assez considérable pour devenir sensible, par exemple, pour rougir la teinture de tournesol, ou, étant absorbée par une dissolution de potasse, pour produire du nitre.

La raison qui fait qu'ici la masse entière du gaz nitrogène n'entre pas en combustion tout à la fois, ainsi qu'il arrive quand on agit sur le gaz hydrogène, et qu'il n'y a que la portion à travers laquelle passe l'étincelle électrique qui brûle, c'est que le gaz nitrogène, comme tous les autres corps combustibles, a besoin d'une température assez élevée pour brûler : or, sa combinaison avec l'oxigène élevant peu, ou même n'élevant pas du tout la température, et les portions voisines même du mélange gazeux ne s'échauffant point par-là, il n'y a que la partie dont la température est élevée immédiatement par l'étincelle électrique qui puisse brûler. La même chose arrive quand on fait passer une étincelle électrique dans un mélange d'une petite quantité de gaz hydrogène avec de l'air atmosphérique : il est impossible alors que la masse entière prenne feu, et le phénomène ne peut avoir lieu que pour la portion à travers laquelle l'étincelle chemine; car la faible chaleur que le gaz hydrogène raréfié dégage de l'oxigène, se trouve reprise sur-le-champ par les portions

Digitized by Google

environnantes du mélange gazeux; d'où il résulte que le gaz hydrogène qui y est contenu ne peut pas s'échauffer assez pour brûler.

Si, au contraire, on mêle ensemble une partie en poids de gaz nitrogène et deux de gaz hydrogène, c'est-à-dire une mesure du premier et treize à quatorze du second, et qu'on fasse brûler ce mélange, par petites portions, dans une quantité de gaz oxigène suffisante pour opérer l'oxidation des deux gaz, l'hydrogène enlève à l'oxigène assez de calorique pour entretenir la combustion même du nitrogène, et l'on obtient un mélange d'eau et d'acide nitrique. L'expérience ne réussit jamais mieux que quand on fait sortir les deux gaz à la fois d'un même tube, et qu'on les brûle dans un appareil semblable à celui que j'ai indiqué précédemment pour obtenir de l'eau par la combustion de l'hydrogène. Cependant une circonstance à laquelle on n'a point encore fait attention dans tous ces cas, c'est qu'il ne se forme de l'acide nitrique que quand il y a là de l'eau ou un autre corps oxidé avec lequel cet acide puisse se combiner, de manière que ce n'est pas seulement l'élévation de la température, mais aussi la présence de l'eau, qui facilite sa formation.

On a cru trouver dans la circonstance que la température ne s'élève pas d'une manière sensible par la combinaison de l'oxigène avec le nitrogène, la cause pour laquelle les corps qui brûlent aux dépens de l'acide nitrique ou des nitrates, développent une température presque aussi élevée que ceux qui brûlent dans le gaz oxigène pur.

Le nitrogène peut absorber l'oxigène en plusieurs proportions. Il a quatre degrés d'oxidation, savoir : deux oxides, appelés nitreux et nitrique, et deux acides, désignés sous les mêmes noms. Les deux oxides sont gazeux : il en sera parlé plus loin, ainsi que des acides.

Le nitrogène se combine avec l'hydrogène en plusieurs proportions différentes, mais ces combinaisons ne peuvent point être produites d'une manière directe.

Digitized by Google

La plus connue est l'ammoniaque, qui se compose d'un volume de nitrogène et trois volumes d'hydrogène. Ce corps est une base salifiable, c'est-à-dire qu'il forme des sels en se combinant avec les acides. Soumis à l'action de la pile électrique, il peut encore absorber, au pôle négatif, un volume d'hydrogène de plus, et alors il constitue un corps métallique composé, qui ne saurait toutefois se maintenir qu'en combinaison avec du mercure. Je décrirai l'ammoniaque et le corps métallique auquel il donne naissance lorsque je traiterai des métaux alcalisables. J'ai seulement ici pour but de fixer l'attention sur une circonstance, c'est que le nitrogène forme avec l'oxigène un des plus forts acides que l'on connaisse, et avec l'hydrogène un alcali, c'est-à-dire un corps entièrement opposé aux acides, sous le point de vue électrochimique. Cette particularité, qui le distingue de tous les autres corps combustibles, est une énigme dont nous n'avons point encore le mot. Nous apprendrons bientôt à connaître des corps qui peuvent se combiner tout aussi bien avec l'hydrogène qu'avec l'oxigène, et chez lesquels ces deux genres de combinaisons se comportent à la manière des acides. Nous sommes donc toujours en droit de nous poser cette question : Quelle peut être la cause qui fait que le nitrogène change de nature dans sa combinaison avec l'hydrogène?

Il y a déjà long-temps qu'on se demande si le nitrogène est un corps simple ou non. Ce problème n'est pas encore parfaitement résolu. Gœttling a trouvé que le phosphore est lumineux dans du gaz nitrogène parfaitement pur; or, comme cet effet dépend d'une combustion lente du phosphore, il a pensé d'après cela que le nitrogène était un composé de lumière et d'oxigène. On a répété ses expériences, et chaque fois on a cru s'apercevoir que le gaz nitrogène dans lequel du phosphore s'était montré lumineux, contenait du gaz oxigène et de l'eau, aux dépens desquels ce dernier corps brûlait en jetant de la lumière. Depuis on a reconnu que le phos-

Digitized by Google

phore et le soufre répandent une faible lumière en se volatilisant, et Bœckmann a montré que le phosphore est réellement lumineux dans le gaz nitrogène pur, mais que cet effet cesse dès que le gaz est saturé de vapeurs phosphoreuses : l'addition d'une petite quantité de substance étrangère, par exemple, de gaz oxide nitrique, de gaz sulfide hydrique, ou autres semblables, l'empêche également d'avoir lieu. Bœckmann renferma du gaz nitrogène dans un boyau de cheval humide, puis le fit aller et venir à travers un tube de verre dans lequel il avait placé du phosphore, et trouva que le gaz disparaissait peu à peu, tandis que le phosphore se convertissait en acide. Cependant on a reconnu depuis que comme le gaz nitrogène pénètre de dedans en dehors a travers l'eau, l'oxigène de l'air pénètre aussi de dehors en dedans, de la manière qui sera développée plus amplement lorsque je parlerai de l'absorption des gaz par l'eau.

Quelques considérations sur les proportions définies des bases à l'égard des acides me conduisirent à présumer que l'alcali ammoniaque, composé de nitrogène et d'hydrogène, pourrait bien être une oxibase salifiable, dont le radical résulterait d'oxigène combiné avec un corps inconnu très-combustible, pour lequel je proposai le nom de *nitricum*. Dans cette hypothèse, le nitrogène serait un oxide qui, sous forme gazeuse, devrait contenir moitié de son volume d'oxigène. Mais, en décrivant l'ammoniaque, je ferai voir comment les phénomènes sont susceptibles d'être expliqués mieux peut-être en n'admettant point qu'il entre d'oxigène dans la composition du nitrogène. Cependant, pour ne taire aucune des circonstances qui contribuent à rendre notre jugement incertain, je dois ajouter aussi les conclusions qu'on a tirées du développement du nitrogène dans le corps des animaux, particulièrement des herbivores. Ces êtres se nourrissent d'alimens dans lesquels le nitrogène ne manque assurément pas, mais où il n'existe qu'en quantité peu considérable; tandis que les

Digitized by Google

matières qui s'en trouvent formées dans le corps vivant sont extrêmement riches en nitrogène, qui est ensuite expulsé du corps, en partie par la respiration, sous la forme de gaz, en partie par les excrétions, notamment l'urine, dont les principes constituans, l'urée et l'acide urique, sont les plus azotées de toutes les matières animales. Mais pour pouvoir tirer de toutes ces probabilités la conclusion que le nitrogène se forme, par le concours de la vie, aux dépens de matières qui n'en contenaient point auparavant, il est indispensable que l'on mette beaucoup de temps, de circonspection et de sagacité à comparer la proportion de nitrogène contenue dans la nourriture d'un animal avec celle qui l'est dans les matières sortant de son corps. Tant qu'on n'aura point ces données nécessaires, on courra le risque de s'égarer dans le champ des probabilités : mais du moins ne manque-t-il pas de motifs pour espérer qu'un pareil travail conduira à des résultats importans.

3. DU SOUFRE.

Le soufre est très-répandu dans la nature. On l'y trouve tantôt pur, sous forme solide et en longs cristaux octaëdriques ou dérivés de l'octaëdre; tantôt combiné, soit avec des métaux, soit avec de l'oxigène dans divers sels appelés sulfates, soit enfin avec d'autres corps simples, et faisant alors partie constituante des végétaux et des animaux, où on ne le rencontre toutefois qu'en fort petite quantité.

On l'obtient pur, soit des mains de la nature même, dans les volcans, soit par le secours de l'art, en le dégageant de ses combinaisons avec les métaux, le fer principalement. Le sulfure de fer se rencontre assez fréquemment dans la nature, et porte le nom de *pyrite sulfureuse*. On en tire le soufre par la distillation dans de grands vaisseaux cylindriques et allongés, qui sont en fer, comme dans la soufrière de Dylta, dans la Suède, ou en grès, comme en plusieurs contrées d'Allemagne.

Digitized by Google

Ces cylindres sont maçonnés horizontalement dans des fours construits d'une manière particulière, et à leur ouverture on lute de petits matras en fer. Quand la pyrite est échauffée jusqu'à un certain point dans ces vaisseaux distillatoires, une grande partie de son soufre se volatilise, et se rassemble dans les petits matras de fer, qu'on a soin de rafraîchir sans cesse. En outre une portion du soufre suinte à travers la masse du matras; on lui donne le nom de *soufre en gouttes*, et elle est parfaitement pure. Celle qui s'est déposée dans les matras eux-mêmes, en est ensuite retirée; on la fait fondre, et on la coule en bâtons dans des moules de bois. C'est ce qui constitue le *soufre en canon* du commerce.

A Fahlun et à Oester-Silfberg, dans la Dalécarlie, on prépare le soufre d'une manière beaucoup plus économique, et qui, aujourd'hui qu'elle est connue, fera certainement tomber le procédé usité à Dylta, dont le défaut est de consommer inutilement une grande quantité de bois. On introduit la pyrite sulfureuse dans des fours particuliers, ayant de longues cheminées couchées, dont la partie qui touche immédiatement au four est maçonnée en briques, mais dont le reste est construit en bois. On allume la pyrite dans le four, où elle continue à brûler d'elle-même. La chaleur qui résulte de là chasse le soufre, qui s'échappe avec la fumée, mais se dépose dans les cheminées en bois à travers lesquelles il passe. Le fer est combiné, dans la pyrite, avec deux parties de soufre, dont une peut être expulsée par la chaleur. Lorsqu'on allume la pyrite en-dessous, la moitié du soufre de la couche située immédiatement au-dessus s'élève en vapeur, et ensuite quand la chaleur se rapproche, elle s'enflamme, brûlant avec elle le fer et l'autre moitié du soufre; la chaleur qui en résulte distille le soufre de la couche placée au-dessus, et le même phénomène continue tant qu'il reste de la pyrite à brûler. Si l'opération se faisait sans perte, on obtiendrait une moitié du soufre sublimée dans la cheminée, tandis que l'autre se

Digitized by Google

dissiperait, convertie en gaz acide sulfureux; mais la quantité de soufre fournie par ce procédé est inférieure à celle qu'indique la théorie, parce qu'il y en a beaucoup de brûlé. Le soufre ainsi obtenu est pulvérulent et très-impur. On le purifie par la distillation dans des vases en fer.

Dans certaines contrées de la Sicile et de l'Italie, on trouve du soufre naturel ou natif en quantité telle qu'on en fait des exploitations régulières, et qu'on l'exporte, tantôt sans lui faire subir aucune préparation, tantôt après lui avoir fait éprouver une distillation qui s'exécute dans des cruches de terre, de la partie supérieure desquelles part un tuyau recourbé qui conduit le soufre volatilisé dans un récipient qu'on a l'attention de rafraîchir continuellement.

Le soufre à une belle couleur jaune-clair. Celui qu'on trouve cristallisé dans la nature est en outre demi-transparent. Le soufre en canon est quelquefois d'un gris clair, et extrêmement impur.

Le soufre a beaucoup de tendance à cristalliser. Il peut, d'après les observations de Mitscherlich, prendre deux formes différentes, indépendantes l'une de l'autre. L'une est un octaëdre allongé, à base rhomboïdale : c'est ainsi que cristallise le soufre natif, et l'on obtient aussi de pareils cristaux quand, après avoir dissous du soufre dans du sulfide carbonique ou du chloride sulfurique, on fait évaporer lentement la liqueur. L'autre forme est un prisme oblique à base rhomboïdale (1) :

(1) Il est nécessaire, pour décrire nettement la forme cristalline d'un corps, d'indiquer la mesure des angles du cristal, c'est-à-dire le degré d'inclinaison des faces les unes sur les autres. La connaissance des formes cristallines des corps est devenue, dans ces derniers temps, de la plus haute importance, tant pour le chimiste que pour le minéralogiste, et elle constitue une science à part. Dans le cours de mon ouvrage, je ne donne qu'en passant ce qu'il y a de plus général à dire sur les formes cristallines, quand il est nécessaire de le faire, renvoyant la description plus détaillée à l'article *cristallographie* de l'Appendice, que Mitscherlich, l'un des premiers cristallographes de l'époque actuelle, m'a fait l'amitié de rédiger.

Digitized by Google

on se la procure en faisant fondre du soufre, le laissant refroidir, et, au moment où la masse est prise à la surface et sur les côtés, pratiquant dans la croûte un trou par lequel on fait écouler la portion encore liquide qui occupe le centre : on trouve alors la paroi interne de cette espèce de géode tapissée de longs cristaux prismatiques. Ils sont opaques comme le soufre en canon, et comme l'est en général le soufre qui se solidifie avec trop de rapidité.

La pesanteur spécifique du soufre pur est de 1,98; mais celle du soufre impur va jusqu'à 2,35. Il est dur, exhale une odeur particulière par le frottement, et paraît doué d'une faible saveur quand on le tient long-temps dans la bouche. Il devient électrique par le frottement, et se brise en éclats lorsqu'on le chauffe d'une manière brusque. C'est ce qui fait qu'un morceau de soufre fait entendre une sorte de craquement quand on le tient dans la main. Il entre en fusion à + 108 degrés. Il est liquide, d'un jaune clair, et transparent, jusqu'à + 140 degrés; mais en se refroidissant, il reprend sa couleur jaune. Si on le chauffe davantage encore, il devient, à + 160 degrés, brun et visqueux; entre + 220 et + 250 degrés il perd son état fluide, en sorte qu'on peut retourner le vase sans qu'il s'écoule. Dans cet état, il est tout-à-fait noir; mais lorsqu'on le laisse refroidir doucement, on le voit perdre sa teinte brune et redevenir coulant. Si on le tient fondu pendant long-temps, ou qu'on l'expose brusquement à une température très-élevée, et qu'on le verse ensuite dans de l'eau, on obtient une masse brune et pâteuse, qui ne recouvre sa solidité et sa couleur qu'au bout de quelque temps; on peut alors lui donner toutes les formes imaginables, et s'en servir pour prendre des empreintes de médailles, qui se durcissent peu à peu à l'air; sa pesanteur spécifique s'élève, dit-on, jusqu'à 2,32.

Quand on chauffe du soufre jusqu'à + 316 degrés, dans des vaisseaux clos, il entre en ébullition, et se convertit en un gaz de couleur orangée, qui se maintient

Digitized by Google

à cette température. Plusieurs métaux brûlent dans ce gaz, comme dans l'oxigène, et quelques-uns qui ne brûlent pas dans l'oxigène le font avec vivacité dans le soufre gazeux : tels sont le cuivre et l'argent. Si l'on chauffe un matras de verre à long col, dans lequel on a mis du soufre, et que, quand il est rempli de soufre gazeux, on y introduise des lames minces ou des feuilles, soit d'argent, soit de cuivre, elles s'enflamment et brûlent, laissant pour résidu une combinaison de soufre avec le métal. La cause du feu est la même ici que quand un corps brûle dans le gaz oxigène. Hare a trouvé une méthode facile pour démontrer la combustion des métaux dans le soufre gazeux. On prend un canon de fusil, on en chauffe la culasse jusqu'à ce qu'elle soit rouge, et on y jette un morceau de soufre, qui se convertit sur le champ en gaz; puis on bouche le canon avec du liége, ce qui oblige le gaz à passer par la lumière : si alors on tient devant celle-ci un fil de métal, on le voit s'enflammer, brûler et se convertir en sulfure métallique. Le soufre gazeux brûle au contact de l'air, et le métal se trouve assez fortement échauffé par-là pour pouvoir s'enflammer dans la partie qui n'est point encore brûlée. La combustion du fil de fer par ce procédé est surtout un spectacle brillant. Le soufre gazeux condensé, soit par l'air frais, soit par le contact d'un corps froid, se dépose sous la forme d'une poudre jaune citron-clair, appelée *fleurs de soufre*.

Les Anglais et les Hollandais purifient le soufre en grand par la distillation dans des vaisseaux disposés d'une manière particulière. Si l'on veut qu'il se dépose sous la forme de poudre, il faut que le vase distillatoire ait un large col, afin que la plus grande partie du soufre puisse se condenser à l'air, et se convertir ainsi en une poudre qui tombe sur les parois. Si l'on essaie, au contraire, de le distiller dans une cornue, il passe sous forme liquide, et se prend, dans le récipient, en une masse dure et jaunâtre. Les fleurs de soufre obtenues par le procédé dont il vient d'être parlé, sont du soufre

Digitized by Google

pur, mêlé cependant avec un peu d'acide sulfurique, qui s'est formé, pendant l'opération, aux dépens de l'air contenu dans l'appareil. C'est ce qui explique pourquoi elles rougissent toutes la teinture de tournesol, et sont quelquefois tellement acides, qu'exposées à l'air elles s'y humectent et s'y prennent en masse. Il faut donc les bien laver avec de l'eau chaude et les faire ensuite sécher, quand on veut avoir du soufre parfaitement pur. Cette précaution est nécessaire, par exemple, lorsqu'on se propose d'employer les fleurs de soufre dans certaines expériences électriques.

Dans plusieurs contrées de l'Allemagne on obtient du soufre en grillant des minerais contenant de l'arsenic. Le produit est chargé d'arsenic, et quand on l'emploie à préparer des fleurs de soufre, celles-ci sont vénéneuses. A la vérité, il ne faut concevoir aucune inquiétude à cet égard, parce qu'on ne fait plus usage de pareil soufre.

Lorsqu'on frotte du soufre dans l'obscurité sur une brique ou sur tout autre corps qui soit échauffé, mais non pas assez pour que le soufre puisse s'enflammer, on voit s'élever une flamme bleue, extrêmement faible, qui répand une odeur particulière. Cette flamme n'est point le résultat d'une combustion, et accompagne seulement l'évaporation du soufre; car un corps froid que l'on tient à son sommet se couvre de fleurs de soufre.

La même production de feu qui arrive quand des métaux s'enflamment et brûlent dans le soufre gazeux, a lieu aussi lorsqu'après les avoir réduits en une poudre fine, on les mêle et les fait chauffer avec du soufre. Ce dernier commence par se fondre, et au bout de quelques instans la combinaison s'opère avec turgescence de la masse, qui devient rouge. La plupart du temps le soufre s'unit ainsi avec les corps d'après les mêmes proportions multiples que l'oxigène, et un métal en absorbe alors deux fois autant que de ce dernier; en sorte qu'un poids donné d'un métal quelconque qui absorbe dix parties d'oxigène pour produire un oxide, s'empare de 20,16 parties de soufre.

Digitized by Google

Nous avons déjà dit, en traitant de l'oxigène, que le soufre donne des combinaisons qui sont analogues aux acides et aux bases salifiables. Les électronégatives portent le nom de *sulfides*, et les électropositives celui de *sulfures* ou *sulfobases*. Les unes et les autres se distinguent entre elles par les mêmes moyens qu'on emploie à l'égard des acides et des oxibases.

Le soufre se combine avec l'oxigène en plusieurs proportions différentes; mais il n'y a qu'un seul de ses degrés d'oxidation, savoir l'acide sulfureux, qui résulte de sa combustion à l'air ou dans le gaz oxigène. Du reste, ceux de ces degrés que l'on connaît sont au nombre de quatre, tous acides. Les quantités d'oxigène, relativement à un poids donné de soufre, y sont dans la progression de 1, 2, 2½ et 3, ou 2, 4, 5 et 6.

Le soufre s'unit aussi à l'hydrogène, et forme avec lui un acide particulier, appelé *sulfidehydrique* ou *acide hydrosulfurique*, dont il sera question plus amplement à l'article des acides produits par l'hydrogène. La combinaison ne s'opère pas d'une manière directe, de telle sorte qu'on ne puisse fondre et sublimer du soufre dans du gaz hydrogène sans l'obtenir. Mais quand on fait dissoudre une sulfure métallique dans un acide étendu, et que le métal, s'il s'oxide aux dépens de l'eau, laisse son soufre devenir libre au même point où de l'hydrogène se dégage, ces deux derniers corps se combinent ensemble et produisent du sulfide hydrique. Il arrive souvent que des corps dans l'état d'isolement ne peuvent pas s'unir, tandis qu'ils contractent sur-le-champ combinaison ensemble lorsqu'ils sont en contact au moment où tous deux se produisent, c'est-à-dire quand ils sont à l'état qu'on appelle *naissant*.

Le soufre en canon même contient une petite quantité d'hydrogène, dont on ne peut pas le débarrasser par la fusion, et qui forme à peu près 0,004 de son poids. Cet hydrogène donne naissance à de l'eau quand on mêle et fait chauffer le soufre avec un oxide métallique anhydre.

On obtient une autre combinaison de soufre et d'une

Digitized by Google

quantité moins considérable d'hydrogène en fondant du soufre avec un carbonate alcalin, dissolvant la masse fondue dans de l'eau, et versant ensuite un acide dans la liqueur. Le soufre se précipite sous la forme d'une poudre blanche, qui, après avoir été lavée et séchée, porte dans les pharmacies le nom de *soufre précipité*. Lorsqu'on le fait fondre, il laisse échapper un peu de gaz sulfide hydrique, et après s'être refroidi il est redevenu jaune et tel qu'il était avant sa combinaison avec l'alcali.

Il existe encore une autre combinaison du soufre avec l'hydrogène, qui se présente sous la forme d'un liquide oléagineux, et dont je parlerai à l'occasion de l'acide hydrosulfurique.

On ne connaît aucune combinaison du soufre avec le nitrogène.

Le soufre est soluble dans la lessive alcaline, le sulfide carbonique, le chloride sulfurique, l'huile de pétrole, les huiles grasses, et enfin, à l'aide de quelques précautions particulières, dans l'alcool et l'éther, solutions qui toutes seront décrites en temps et lieu.

On l'emploie à différens usages dans les arts et manufactures. La médecine s'en sert aussi, tant à l'intérieur qu'à l'extérieur.

4. PHOSPHORE.

Le *phosphore* (*porte-lumière*) tire son nom de la propriété qu'il a de luire dans l'obscurité. On ne le rencontre jamais à l'état de pureté dans la nature, et pour l'obtenir ainsi on est obligé de recourir à l'art. Il entre dans la composition de différens minéraux, de la plupart des plantes et de tous les animaux. Chez ces derniers, c'est surtout dans les os qu'il existe en abondance.

Ce corps a été découvert en 1669, à Hambourg, par un marchand banqueroutier, nommé Brand, qui fit long-temps un secret de la manière dont il le préparait. Cependant comme il ne put cacher qu'il le retirait de

Digitized by Google

l'urine, Kunkel, chimiste de l'époque, essaya de se le procurer aussi en opérant sur ce liquide. Il y parvint également, et la connaissance de la préparation du phosphore se répandit peu à peu, jusqu'à ce que Margraff et enfin Scheele, guidés par des principes chimiques moins vagues, indiquèrent un procédé plus avantageux pour l'obtenir.

On fabrique ordinairement le phosphore très en grand. Sa préparation exige une chaleur élevée et soutenue, de manière qu'on a de la peine à trouver des vaisseaux capables d'y résister. Quand on opère sur de petites quantités seulement, on retire le phosphore de l'acide phosphorique, dont je décrirai plus loin la préparation. On prend de l'acide phosphorique, que l'on fait fondre, qu'on laisse ensuite se solidifier, et qu'on pulvérise rapidement dans un mortier de verre ou de porphyre échauffé : on en mêle trois parties avec une partie de charbon de bois bien pilé; on introduit le mélange, aussi promptement que possible, dans une cornue de verre enduite d'argile et de sable à l'extérieur, ou mieux encore dans une cornue de porcelaine. Le col de cette cornue est dirigé dans un petit matras de verre contenant assez d'eau pour que l'orifice du col en soit couvert. On place ensuite la cornue dans un bon fourneau de forge ou dans un fourneau à réverbère, et on la chauffe avec précaution jusqu'au rouge-blanc. Le carbone se combine avec l'oxigène de l'acide phosphorique, et produit du gaz acide carbonique, mais surtout du gaz oxide carbonique, qui s'échappent tous deux : le phosphore, devenu libre, coule et tombe goutte à goutte dans l'eau, où il se solidifie. Vers la fin de l'opération, il passe, en même temps que lui, un gaz combustible, d'odeur désagréable, qui contient beaucoup de phosphore, et dont on trouvera la description plus loin.

On peut aussi obtenir du phosphore en précipitant de l'urine fraîche avec du nitrate plombique ou du nitrate mercurique, mêlant ensuite avec un quart de charbon pilé le précipité qui consiste en une combinaison

Digitized by Google

d'acide phosphorique avec le métal employé, et traitant le mélange de la manière qui vient d'être indiquée. Cependant le phosphate plombique exige une température si élevée que l'opération ne réussit jamais dans des vaisseaux de verre. Il vaut donc mieux, quand on fait l'expérience en petit, opérer la précipitation de l'urine avec le mercure, parce que le phosphate mercurique est plus facile à réduire.

Quand on n'a pas soin de recevoir dans de l'eau, où il se refroidit, le phosphore qui coule pendant la distillation, ce corps s'enflamme dans le récipient, et y brûle en dégageant une chaleur capable de briser tout l'appareil.

Le moins dispendieux des procédés, pour obtenir le phosphore consiste à prendre du surphosphate calcique vitrifié, à le réduire en poudre fine, à le mêler avec du charbon pilé, et à distiller le mélange dans un appareil convenable. C'est toujours de ce sel qu'on le tire quand on opère en grand : on en fait une dissolution sirupeuse, à laquelle on ajoute de la poudre de charbon, jusqu'à ce qu'elle soit réduite en une pâte molle, qu'on pétrit bien ensuite, et qu'on fait sécher dans un pot de fer en la remuant toujours. On ne la considère comme desséchée que quand elle a été portée jusqu'au rouge obscur : alors on la laisse refroidir, et on l'introduit le plus rapidement possible dans une cornue de grès, préalablement enduite d'une argile réfractaire au feu. Au lieu d'alonge, on lutte au bec de cette cornue un tuyau en cuivre, assez large pour l'embrasser, et qui, à la distance de quelques pouces du col, se courbe sous un angle droit, de haut en bas : sa portion descendante est introduite dans une bouteille à large goulot, contenant assez d'eau pour que le liquide s'élève de deux lignes au-dessus de l'orifice du tuyau. La bouteille est fermée, autour de ce tuyau, par un bouchon de liége, à travers lequel on passe en outre un petit tube de verre, dont l'usage est de donner issue aux gaz qui se dégagent pendant la distillation. On place la cornue dans un fourneau garni d'un dôme qui couvre le vaisseau

Digitized by Google

en-dessus et sur les côtés, de manière à permettre de le chauffer dans tous les sens. On ne fait d'abord aller le feu qu'avec une lenteur extrême, afin que la cornue mette environ quatre heures à rougir; puis on le pousse vigoureusement jusqu'à ce qu'on ne voie plus de phosphore tomber par le tuyau de cuivre dans l'eau, ce qui peut durer quinze, vingt-quatre et jusqu'à trente heures, suivant la capacité de la cornue. Une cornue qui contient deux pintes, et qu'on a presque entièrement remplie du mélange de sel et de charbon, peut donner environ une livre de phosphore.

On donne au phosphore ainsi obtenu la forme de bâtons, et pour cela faire on s'y prend de la manière suivante. On le coupe par morceaux, et on l'introduit dans un tube de baromètre, ou mieux dans un tuyau légèrement conique, dont on ferme bien l'orifice le plus étroit avec un bouchon de liége; puis on verse de l'eau sur le phosphore, et on plonge le tube dans un vase plein d'eau bouillante. Le phosphore entre en fusion, et prend la forme d'un bâton, qu'on retire après qu'il s'est refroidi. Les impuretés qu'il peut contenir, et qui consistent surtout en phosphore carboné, montent à la surface du liquide, d'où l'on peut facilement les enlever. Jadis on était dans l'usage, soit de le distiller une seconde fois, soit de le faire passer à travers une peau de chamois, sous l'eau chaude. Quand il est très-rouge, on doit le faire fondre d'abord dans un peu d'ammoniaque caustique chaude, puis dans de l'alcool également échauffé, ce qui le décolore et lui rend sa transparence.

Le phosphore est translucide et de couleur jaunâtre. Il prend rarement une forme régulière : cependant on peut l'obtenir cristallisé, en le faisant dissoudre par du naphte bouillant, dans un vaisseau clos, et laissant refroidir avec lenteur la dissolution parfaitement saturée; la portion de phosphore que le naphte dissout de plus quand il est bouillant que quand il est froid, se dépose alors sous la forme de cristaux. Mitscherlich a fait voir que la forme cristalline de ce corps est un dodécaèdre

Digitized by Google

régulier. La manière la plus facile, suivant lui, de l'obtenir cristallisé, consiste à faire fondre du soufre avec plus du double de son poids de phosphore, et à laisser le mélange se refroidir lentement sous l'eau; une partie du phosphore se prend en cristaux assez volumineux, transparens et légèrement jaunâtres. Thénard a découvert, dans l'agrégation du phosphore, une particularité qui consiste en ce que, quand il se refroidit rapidement, par exemple, quand on le jette dans de l'eau à la glace, après l'avoir fait fondre, il acquiert, par cette solidification instantanée, une couleur noire qui se dissipe lorsqu'on vient à le faire fondre de nouveau. Le phosphore est transparent tant qu'il est fondu, mais au moment où il se fige il devient opaque. A la température ordinaire de l'été, il est flexible comme de la cire; mais au point de la congélation et au-dessous, il est cassant et présente un aspect cristallin dans sa cassure.

Sa pesanteur spécifique est de 1,77. Exposé à l'air libre, il répand des vapeurs blanches, qui ont une odeur particulière, presque alliacée, et qui sont lumineuses dans l'obscurité. Ces vapeurs proviennent d'une sorte de combustion lente. Aussi est-on obligé de tenir le phosphore constamment sous l'eau, dans des vases clos, afin de le garantir du contact de l'air. Dans un vase clos, il entre en fusion à + 35 degrés. D'après les expériences d'Erman, il se dilate d'environ 0,0314 de son volume, immédiatement avant de se fondre, et devient transparent, sans couleur. A + 103 degrés, il commence à se réduire en une vapeur légère; enfin, à + 290, il entre en ébullition, et passe d'un vaisseau dans l'autre. Sa vapeur est incolore.

La lumière produit en lui un changement particulier, dont la nature intime n'est point connue, et qui, autant qu'on peut en juger jusqu'à présent, n'altère point sa pesanteur. Elle lui fait prendre une teinte rouge. Ce phénomène a lieu, non-seulement dans le vide, même dans celui du baromètre, mais encore dans le gaz nitrogène, dans le gaz hydrogène, dans le gaz carbure tétra-

Digitized by Google

hydrique, sous l'eau, l'alcool, l'huile et autres liquides. Quand on expose à la lumière solaire du phosphore dissous dans de l'éther, de l'huile ou du gaz hydrogène, il se sépare sur-le-champ sous la forme de phosphore rouge. Il subit très-promptement cette modification dans la lumière violette, ou dans des vases en verre de la même teinte. La lumière du soleil le fait facilement entrer en fusion dans le gaz nitrogène; mais elle ne le fond pas dans le gaz hydrogène, et dans le vide du baromètre il se sublime sous la forme de brillantes écailles rouges.

Le phosphore se combine en diverses proportions avec l'oxigène. Quand on l'expose à l'air libre, il s'élève de sa surface une vapeur, lumineuse dans l'obscurité, qui est formée d'acide phosphoreux. A la clarté du jour, on voit ces vapeurs se détacher continuellement du phosphore.

Un froid de plusieurs degrés ne lui imprime aucun changement; mais à un ou quelques degrés au-dessous du point de congélation, il commence déjà à luire faiblement, et à quelques degrés plus bas la lueur qu'il répand est plus prononcée. Si l'on écrit avec un bâton de phosphore sur un fond noir ou bleu, les lettres deviennent lumineuses, et répandent une vapeur également lumineuse; la lumière ne tarde pas à s'affaiblir et à s'effacer; mais elle reparaît pour quelques instans lorsqu'on passe la main sur l'écriture. La meilleure manière de conserver l'écriture lumineuse consiste à la placer entre deux plaques de verre; elle dure alors vingt ou trente minutes sans interruption, et quand une fois elle s'est éteinte, on peut la faire renaître encore en suspendant l'appareil au tuyau d'un poêle chaud. Cette lumière est accompagnée de quelque chaleur, et résulte d'une sorte de combustion, dans laquelle il y a de l'oxigène absorbé. Si l'on fait l'expérience dans un vase clos, la lumière cesse aussitôt que l'oxigène est consommé. A l'air libre, le phosphore se couvre de gouttelettes acides provenant de ce que l'acide phosphoreux qu'il produit dans cette circonstance attire l'humidité de l'air, et prend

Digitized by Google

la forme liquide en s'unissant avec elle. Cet acide n'est cependant pas pur; il contient de l'acide phosphorique, ainsi que je le ferai voir plus loin quand je parlerai de ce dernier.

Le phosphore ne peut pas devenir lumineux dans le gaz oxigène pur avant d'avoir été échauffé jusqu'à + 24 et + 28 degrés, mais alors il répand une lueur plus vive, et prend aisément feu. L'effet lumineux cesse quand le gaz devient froid, mais reparaît sur-le-champ si l'on ajoute à ce dernier un peu de gaz nitrogène. Du gaz oxigène dans lequel on conserve du phosphore à une basse température, exhale l'odeur caractéristique de ce corps, et luit faiblement lorsqu'on le mêle, dans l'obscurité, avec de l'air atmosphérique. Ce phénomène ne tient pas à ce que le gaz se trouve combiné chimiquement avec un peu de phosphore, mais à ce qu'une partie de l'acide phosphoreux, auquel l'eau manque dans le gaz pour le condenser, se volatilise, et se mêle sous forme gazeuse avec le gaz oxigène; or, quand on introduit de l'air, il s'oxide davantage, par une influence encore inconnue du gaz nitrogène, et devient liquide aux dépens de l'eau contenue dans l'air atmosphérique. Peut-être aussi est-ce seulement du phosphore volatilisé, qui n'a point encore été oxidé; car la plupart des gaz dans lesquels on a laissé séjourner du phosphore pendant quelque temps, deviennent également lumineux lorsqu'on vient ensuite à les mêler avec de l'air.

Dans l'air raréfié, par exemple, sous le récipient d'une machine pneumatique, le phosphore s'enflamme et brûle avec une flamme faible, mais longue, lorsqu'il est mêlé avec de la résine et placé sur un peu de coton. L'expérience ne réussit point lorsque le corps de la pompe n'est pas large, et que la raréfaction de l'air ne s'opère pas avec rapidité. On peut aussi visser un petit vase contenant le phosphore à un récipient dans lequel le vide a été fait d'avance, puis ouvrir le conduit de communication : la déflagration a lieu également de cette manière. On peut encore se servir du soufre en place de

Digitized by Google

la résine. Si l'on prend un bâton sec de phosphore, qu'on le saupoudre par places de résine ou de soufre, et qu'on l'introduise ensuite sous le récipient de la machine pneumatique, on remarque qu'à l'instant où l'on pompe l'air, le phosphore commence à devenir plus lumineux dans les points saupoudrés, et que cet effet croît avec la raréfaction de l'air, jusqu'à ce que le phosphore finisse par s'enflammer. Van Bemmelen, qui a étudié le premier ce phénomène, croit qu'on doit l'attribuer à une combinaison de soufre ou de résine avec le phosphore, qui s'opère plus facilement dans le vide (ce qui arrive aussi à l'égard de la combinaison des corps solides, celle, par exemple, du soufre avec les métaux), et qui s'accompagne d'un dégagement de chaleur suffisante pour mettre feu au phosphore ou à sa nouvelle combinaison. Mais comme, d'après l'observation de Van Bemmelen, la déflagration du phosphore a lieu de même quand on se contente de l'envelopper avec du coton, la théorie qu'il propose n'est point admissible, et nous devons considérer le phénomène comme n'étant pas encore expliqué.

Le phosphore ne s'enflamme pas de lui-même. Cette circonstance et plusieurs autres que sa combustion lente présente, ne sont point non plus parfaitement expliquées.

Quand on conserve du phosphore dans une fiole sous l'eau, il s'oxide aux dépens de cette dernière; il se convertit, partie en oxide phosphoreux, partie en acide phosphoreux, et l'eau devient acidule. Cette eau possède la singulière propriété de luire, dans une bouteille bien bouchée, toutes les fois qu'on l'agite, et de répandre quelquefois, sans cause extérieure appréciable, une lueur qui se dissipe instantanément. Lorsqu'on découpe une figure avec du papier noir, qu'on la colle sur la bouteille, et qu'on porte celle-ci dans un endroit obscur, on y voit paraître une figure lumineuse chaque fois qu'on la secoue. Si l'on enlève le bouchon, ou qu'on ne l'ajuste pas bien, l'eau perd de suite sa propriété de luire, et

Digitized by Google

ne la recouvre que quand la bouteille est restée exactement bouchée pendant quelque temps. C'est là encore un phénomène dont nous n'avons point l'explication.

Le phosphore chauffé à l'air libre jusqu'à + 75 degrés s'enflamme et brûle avec une flamme vive, accompagnée d'une épaisse fumée. Welter prétend que, dans cette combustion, il dégage, d'une quantité donnée de gaz oxigène, exactement deux fois autant de chaleur que l'hydrogène ou le carbone. La fumée épaisse qu'il exhale, et qui se précipite sous la forme d'une neige, est de l'acide phosphorique. 100 parties de phosphore en absorbent ainsi 128 d'oxigène. Le phosphore ne consomme que les 3/5 de cette quantité, c'est-à-dire 76,9 parties d'oxigène, pour se transformer en acide phosphoreux. Il a encore d'autres degrés d'oxidation moins élevés, un acide dans lequel 100 parties de phosphore sont combinées avec 25,6 parties d'oxigène, ou avec le cinquième de la quantité contenue dans l'acide phosphorique, et un ou deux oxides dont la composition n'est point connue.

Le phosphore s'enflamme facilement par le frottement. C'est pourquoi lorsqu'on fait des expériences sur ce corps, il faut avoir grand soin qu'il ne s'en attache aucune parcelle, soit aux doigts, soit à des matières de laine, par exemple, à du drap ou à du papier gris; car il pourrait résulter de là des accidens.

Des phosphures d'hydrogène.

Le phosphore ne se combine pas directement avec l'hydrogène. Il s'évapore dans ce gaz, que ses vapeurs font augmenter un peu de volume, et rendent lumineux dans l'obscurité, quand on le mêle avec de l'air atmosphérique.

Lorsque l'hydrogène et le phosphore se rencontrent à l'état naissant, ils se combinent en plusieurs proportions, dont deux seulement sont déterminées jusqu'à présent; elles sont gazéiformes. Aucun des phosphures d'hydrogène ne jouit de propriétés acides, comme le fait le sulfide hydrique. Au contraire, il y a des circonstan-

Digitized by Google

ces où quelques-uns d'entre eux paraissent jouer le rôle de bases. Il est difficile de distinguer par des noms particuliers les diverses combinaisons du phosphore avec l'hydrogène, parce qu'au contraire de ce qui arrive ordinairement, c'est l'élément le moins électronégatif, l'hydrogène, qui s'y multiplie. Je les appellerai phosphures monohydrique, bihydrique, trihydrique et pentahydrique, d'après les différens multiples d'hydrogène qu'on suppose exister dans chacun.

1° *Phosphure trihydrique* (gaz hydrogène phosphoré spontanément inflammable). Cette combinaison a été découverte par Gingembre, en 1783. Je commence par elle, parce qu'elle est la mieux connue. Elle est remarquable par sa propriété de prendre feu spontanément au contact de l'air atmosphérique ou du gaz oxigène.

On prépare ce gaz de plusieurs manières. H. Rose recommande de mêler dans une cornue (pl. III, fig. 1) de la chaux éteinte (hydrate calcique sec) avec une grande quantité de phosphore coupé en petits morceaux, et de chauffer la cornue d'abord dans de l'eau bouillante, puis sur une petite lampe allumée. Le gaz doit être recueilli, ou sur du mercure, ou sur de l'eau que l'on a fait bouillir quelque temps pour la purger d'air atmosphérique, et qu'on a saturée de sel marin, afin d'y rendre le gaz moins soluble. Celui-ci se dégage très-pur au commencement de l'opération; mais à mesure que le phosphore commence à diminuer au milieu de la chaux éteinte, et que la température s'élève, il se produit aussi du gaz hydrogène libre, dont la quantité s'accroît considérablement vers la fin de l'opération. La production du gaz phosphure trihydrique dépend, dans cette expérience, de ce qu'une partie du phosphore s'oxide aux dépens de l'eau contenue dans l'hydrate calcique, et forme un acide qui se combine avec la chaux, tandis que l'hydrogène de l'eau, qui, à l'état naissant, se trouve en contact avec du phosphore fondu, se combine avec ce dernier pour former le phosphure. Voilà pourquoi il est nécessaire d'employer le phosphore en grand excès.

Digitized by Google

D'après Thomson, on obtient ce gaz très-commodément, en mettant du phosphure calcique dans un flacon, disposé comme pl. III, fig. 8, et versant dessus de l'acide hydrochlorique étendu. Le calcium se combine alors avec le chlore, et l'hydrogène de l'acide avec le phosphore. Le gaz dégagé contient, d'après les expériences de Dumas, environ treize centièmes de son volume de gaz hydrogène libre.

Gingembre préparait le gaz en faisant bouillir, dans une cornue, une forte solution de potasse caustique avec du phosphore. Ce dernier s'oxide aux dépens de l'eau, et forme de l'acide hypophosphoreux, qui se sature de potasse, tandis que l'hydrogène dégagé, se trouvant en contact avec du phosphore fondu, le dissout. Le gaz produit dans cette opération contient, d'après Dumas, 50 à 63 centièmes de son volume de gaz hydrogène libre. Au reste ce procédé présente une difficulté; c'est que souvent, à l'instant où le gaz commence à se dégager, il se produit dans la cornue une forte détonation, qui ordinairement ne la brise point, mais détruit l'opération, parce que la cornue se remplit aussitôt après d'eau, qu'elle aspire de la cuve dans laquelle son col est plongé.

Le gaz phosphure trihydrique est incolore. Sa pesanteur spécifique est, suivant Davy, de 1,10, et, calculée d'après sa composition, de 1,1837. La différence entre le calcul et l'observation doit être attribuée à la présence du gaz hydrogène libre. Mis en contact avec l'air atmosphérique, ce gaz s'enflamme spontanément, et brûle avec la flamme ordinaire du phosphore. Une bulle qui crève à la surface de l'eau ou du mercure, s'allume avec une petite explosion, et laisse après elle une brillante couronne de fumée, qui s'élève dans l'air en se dilatant, et qui paraît tissée à l'instar d'un ouvrage de l'art. Le gaz s'enflamme encore de lui-même à l'air quand la température est au-dessous de — 15 degrés, même lorsqu'il est très-chargé de gaz hydrogène libre. Si l'on en fait monter des bulles dans une cloche remplie

Digitized by Google

de gaz oxigène, elles s'allument d'une manière brillante. Mais il arrive parfois que quelques-unes de ces bulles ne prennent point feu; dans ce cas, la première qui s'enflamme ensuite produit une explosion, qui souvent n'est point dangereuse, mais qui demande cependant qu'on se tienne sur ses gardes.

Lorsqu'une bulle de ce gaz se dégage dans l'air sans s'enflammer, elle répand une odeur des plus fétides, qui a quelque ressemblance avec celle du poisson pourri. Ce gaz est un peu soluble dans l'eau, qui en absorbe environ 1/40 de son volume. La dissolution a la même odeur que lui, et une saveur désagréable. Elle n'est point lumineuse dans l'obscurité. Elle se conserve bien dans des vaisseaux fermés. L'ébullition en chasse le gaz sans altération.

Le phosphure trihydrique ne se combine point avec les alcalis ni les terres; mais le gaz et sa solution aqueuse décomposent plusieurs dissolutions métalliques, par exemple, celles de cuivre, de plomb, d'étain, d'argent, etc., en produisant des précipités bruns ou noirs. Le précipité contient le métal uni à du phosphore, mais dans des proportions variables, puisque la réduction du métal se fait tant par le phosphore que par l'hydrogène : il se produit en même temps de l'eau et de l'acide phosphorique.

Lorsqu'on chauffe du soufre dans ce gaz, il se convertit en sulfide hydrique, et le phosphore est précipité. Le potassium, traité de même, brûle, produit du phosphure de potassium, et laisse pour résidu du gaz hydrogène. Exposé à l'influence directe de la lumière solaire, ce gaz se décompose; une partie du phosphore s'en sépare sous la forme de phosphore rouge, et se dépose à la surface intérieure du verre. Si l'on couvre imparfaitement le vase qui renferme le gaz, il ne se dépose point de phosphore sur les endroits couverts.

2° Le *phosphure d'hydrogène* qui reste après que la lumière solaire a exercé toute son influence sur le gaz précédent, contient encore beaucoup de phosphore; mais

Digitized by Google

il a perdu la propriété de s'enflammer spontanément. C'est un autre phosphure plus riche en hydrogène que le trihydrique, dont il partage l'odeur, la solubilité dans l'eau et la propriété de précipiter les dissolutions métalliques. Allumé au contact de l'air, il brûle avec une flamme brillante, et répand une fumée d'acide phosphorique. Ses propriétés sont au reste peu connues.

Les deux phosphures dont il vient d'être parlé contiennent une fois et demie leur volume de gaz hydrogène pur; par conséquent, lorsqu'on en fait absorber le phosphore par du potassium, le volume du gaz se dilate de 10 à 15. Ordinairement la dilatation est moindre, à cause d'une portion d'hydrogène libre contenue dans le gaz, et dont le volume ne change point. Lorsque le phosphure trihydrique vient à être décomposé par la lumière, son volume reste le même; ce qui prouve que les deux gaz contiennent un égal volume d'hydrogène condensé dans l'un et l'autre de trois à deux. D'après les expériences de H. Rose, le gaz spontanément inflammable contient, sur 100 parties, 8, 71 d'hydrogène, et 77, 29 de phosphore; ce qui donne, suivant toute probabilité, le rapport de 3 volumes de gaz hydrogène pour un volume de phosphore gazéiforme, comme aussi le nom l'indique. Le rapport du phosphore à l'hydrogène dans le second gaz n'est point encore déterminé.

3° *Phosphure bihydrique.* Le gaz que je nomme ainsi a été découvert par H. Davy en 1812. On l'obtient en chauffant dans une cornue une dissolution très-concentrée d'acide phosphoreux ou d'acide hypophosphoreux. Lorsqu'on se sert de ce dernier acide, il s'en sépare en même temps une quantité considérable de phosphore. Le gaz ne s'enflamme point spontanément dans l'air à la pression ordinaire. Davy a conclu de là qu'il devait contenir moins de phosphore que celui qui est spontanément inflammable. En conséquence on l'a souvent confondu avec le gaz qui se forme par l'action de la lumière sur le phosphure trihydrique. H. Rose a prouvé qu'il est, au contraire, plus riche en phosphore

Digitized by Google

et Houton-Labillardière a découvert qu'il est spontanément inflammable dans l'air atmosphérique ou dans le gaz oxigène, mais seulement lorsqu'il se trouve sous une pression un peu moindre qu'à l'ordinaire. Voici l'expérience de Houton-Labillardière : On mêle le gaz avec de l'air atmosphérique ou avec du gaz oxigène, dans une éprouvette, sur du mercure; on environne l'éprouvette d'un grillage en fil de fer, pour se garantir des éclats si le vase venait à se casser; ensuite, en élevant l'éprouvette de manière que le mercure soit à deux décimètres environ au-dessus du niveau de celui du bain, lorsqu'on opère à la température de + 20 degrés, il se produit tout à coup une détonation dans le vase. Quand la température est au-dessous de + 20 degrés, il faut raréfier davantage le mélange pour en opérer la combustion. Qu'on se rappelle ici ce que j'ai dit plus haut de la propriété qu'a le phosphore de s'enflammer dans l'air raréfié.

Ce gaz est soluble dans l'eau, qui en dissout, d'après H. Davy, jusqu'à 1/8 de son volume. Le soufre le convertit, à l'aide de la chaleur, en sulfide hydrique, et double ainsi son volume. Le potassium, qu'on y fait chauffer, brûle et laisse deux fois le volume du phosphure de gaz hydrogène libre, d'après les expériences de Davy. Ce gaz précipite également les solutions métalliques. H. Rose a examiné la composition de celui qui se dégage dans une solution concentrée d'acide hypophosphoreux. Il y a trouvé des quantités de phosphore un peu variées, suivant que la température employée pour la production du gaz était plus ou moins forte, mais toujours beaucoup plus de phosphore que dans le phosphure trihydrique. D'après les résultats moyens de ses expériences, le gaz serait composé de trois volumes d'hydrogène et deux volumes de phosphore gazéiforme, c'est-à-dire qu'il devrait contenir, pour la même quantité d'hydrogène, deux fois autant de phosphore que le phosphure trihydrique. Rose suppose qu'il est un mélange de deux phosphures différens, et

Digitized by Google

comme il contient deux fois son volume d'hydrogène, il est plus probable qu'il résulte d'un mélange de phosphure bihydrique, contenant deux volumes d'hydrogène sur un de phosphore, et de phosphure monohydrique, contenant un volume de chaque élément. Cependant tout cela n'est encore qu'une conjecture.

4° *Phosphure pentahydrique.* Rose à trouvé que lorsqu'on chauffe dans une cornue du phosphite plombique ou stanneux cristallisé, il se produit un phosphure d'hydrogène particulier, beaucoup plus riche en hydrogène que les gaz précédens. Ce corps a l'odeur de poisson pourri, et il est fort peu soluble dans l'eau; du reste ses propriétés n'ont point été examinées. Comme il n'est produit que par les phosphites dans lesquels l'eau de cristallisation contient moitié autant d'oxigène que la base (l'oxide plombique ou l'oxide stanneux), et comme cette eau produit avec l'acide phosphoreux le phosphure en question et de l'acide phosphorique, sans qu'il y ait excès de part ou d'autre, Rose conclut de là que ce gaz est composé, sur 100 parties, de 13,72 d'hydrogène et 86,28 de phosphore, c'est-à-dire de cinq volumes de gaz hydrogène et d'un volume de phosphore gazéiforme.

D'après les expériences de Van Grotthuss, on peut obtenir un phosphure d'hydrogène sous forme liquide, en faisant bouillir du phosphore avec une dissolution de potasse dans l'alcool. Le phosphore se liquéfie, et demeure liquide même après le refroidissement. Si on le fait bouillir dans de l'eau privée d'air, il se dégage du gaz phosphure trihydrique, sans qu'on trouve d'acide phosphorique dissous dans l'eau. c'est-à-dire sans qu'il y ait d'eau décomposée, et le phosphore se solidifie après le refroidissement. Cette combinaison a de l'analogie avec les combinaisons liquides de soufre et de gaz sulfide hydrique.

Des phosphures de soufre.

Le phosphore et le soufre peuvent se combiner en-

Digitized by Google

semble en toutes proportions, et les corps qui résultent de là sont plus inflammables que ne l'est le phosphore seul. On les obtient en broyant du phosphore avec du soufre, procédé qui fait courir le risque de déterminer la déflagration du mélange; ou mieux en faisant fondre les deux corps l'un avec l'autre dans l'eau chaude, tous deux devenant, par leur combinaison, plus fusibles qu'ils ne l'étaient auparavant. Un mélange d'une partie de phosphore et neuf parties de soufre entre en fusion à + 25 degrés; un autre d'une partie de phosphore et dix-huit de soufre, à + 15 degrés; un troisième de deux parties de phosphore et une de soufre, à + 10 degrés; un quatrième, enfin, d'une partie de phosphore et d'une quantité égale de soufre, à + 5 degrés.

Si on laisse un de ces mélanges en repos, après l'avoir arrosé avec de l'eau, il s'en dégage, surtout à la lumière, du gaz sulfide hydrique, et l'eau acquiert une saveur aigrelette, due à de l'acide phosphoreux. Cet effet continue jusqu'à ce que l'un des deux principes constituans du mélange soit consommé tout entier, et qu'il ne reste plus que du soufre ou du phosphore seul. Cependant si c'est ce dernier qui l'emporte, la lumière ne le rougit point. Quand on fait bouillir le mélange dans de l'eau, le même dégagement de gaz a lieu, mais accompagné quelquefois d'une explosion qui brise le vase.

Du phosphure de soufre et d'hydrogène.

De la combinaison du phosphore avec le soufre et l'hydrogène résulte un gaz qu'on obtient, suivant Brugnatelli, en mêlant ensemble, dans un appareil semblable à celui qui sert pour la fabrication du gaz phosphure trihydrique, une once et demie de chaux récemment éteinte, quarante grains de phosphore, et cent-vingt grains de sulfure de potassium sec et pulvérisé, versant une demi-once d'eau sur le mélange, et le faisant bouillir. Il s'élève d'abord une épaisse fumée blanche de phosphore, qui brûle aux dépens de l'air renfermé dans les vaisseaux; mais ensuite se développe

Digitized by Google

le gaz composé de trois élémens, qui est d'une transparence parfaite. Il faut le recueillir sur l'eau de chaux, et le battre un peu avec ce liquide, pour le dépouiller du gaz sulfide hydrique et de l'acide phosphorique imparfait qui peuvent être mêlés avec lui.

Ce gaz ne s'enflamme pas spontanément; mais quand on le mêle avec de l'air atmosphérique ou du gaz oxigène, et qu'on y met le feu, il brûle avec une explosion violente. Si l'on en remplit un flacon à ouverture étroite, et qu'on l'enflamme, il brûle avec une faible flamme phosphorique, et le flacon se remplit d'une fumée blanche, composée d'acide phosphorique, d'acide sulfurique et d'eau. Ce gaz est insoluble dans l'eau; mais il précipite diverses solutions métalliques quand on l'agite avec elles.

Son existence et ses propriétés réclament un nouvel examen, parce qu'il serait très-possible que ce fût un simple mélange de gaz sulfide hydrique et de gaz phosphure trihydrique.

Le phosphore se vaporise bien dans le gaz sulfide hydrique, et fait que ce gaz donne, quand on le met en contact avec l'air atmosphérique, une flamme faible, volumineuse et bleuâtre, qui provient de la conversion du phosphore en acide phosphoreux; mais le gaz de Brugnatelli ne se trouve pas produit par là : on n'obtient que du gaz sulfide hydrique, contenant du phosphore vaporisé. Une éponge humide qu'on y plonge devient lumineuse à l'air, et conserve cette propriété long-temps encore après qu'on l'a retirée du vase.

Du phosphure de nitrogène.

On admet qu'en laissant du phosphore luire dans de l'air atmosphérique qui ne puisse pas se renouveler, jusqu'à ce que tout l'oxigène soit consommé, le gaz restant est un composé triple de phosphore, de nitrogène et d'une petite quantité d'oxigène, par quoi le volume propre du nitrogène se trouve accru d'un quarantième. Ce gaz luit dans l'obscurité quand on le mêle avec de

Digitized by Google

l'air ; mais il ne constitue point une combinaison chimique entre le phosphore et le nitrogène. Il contient seulement une certaine quantité de phosphore gazeux, avec ou sans oxigène, comme je l'ai déjà dit en parlant des combinaisons du phosphore avec l'hydrogène, et la propriété qu'a le phosphore d'y être lumineux provient uniquement de sa vaporisation, ainsi que je l'ai dit aussi à l'article du soufre.

Indépendamment des combinaisons qu'il contracte avec ces corps simples, le phosphore peut encore se dissoudre dans l'éther, le naphte, la graisse, et les huiles, tant fixes que volatiles. Toutes ces dissolutions sont lumineuses dans l'obscurité lorsqu'on permet à l'air d'avoir accès jusqu'à elles.

Des briquets phosphoriques.

Le phosphore sert peu dans les arts. On l'emploie à préparer certaines espèces de briquets dont l'usage entraîne souvent du danger. Tels sont les suivans :

1° *Bougies phosphoriques.* On prend un tube de verre long de cinq pouces, sur deux lignes de diamètre, et on le souffle en une petite boule à l'une de ses extrémités ; on met un peu de phosphore dans cette boule, et l'on choisit ensuite une bougie de cire assez mince pour pouvoir être introduite aisément dans le tube. On a soin auparavant d'imbiber la mèche d'un peu d'huile de girofle ou de bonne huile de cire, après quoi on la frotte avec un mélange finement pulvérisé de soufre et de charbon, à parties égales. On enfonce ensuite la bougie dans le tube, jusqu'à ce qu'elle touche au phosphore, et l'on chauffe doucement la boule, afin de fondre ensemble le soufre et le phosphore. Alors on soude l'orifice à la lampe de l'émailleur, et, avec une lime, on pratique une rainure sur le tube à un pouce de distance de la boule. Quand on veut se servir de la bougie, on casse le tube en deux à l'endroit du trait de lime, et l'on retire promptement la bougie, qui s'allume aussitôt qu'elle est exposée à l'air.

Digitized by Google

2° On prend une bouteille à col étroit et bien sèche; on la remplit à moitié de phosphore également bien sec; on enflamme celui-ci avec un fil de fer chaud, et on le laisse brûler jusqu'à ce qu'il s'éteigne, ou qu'il cesse de répandre une lueur bien sensible dans l'obscurité; alors on ferme le flacon avec un bouchon de liége; ou bien, sans enflammer le phosphore, on place le flacon, légèrement bouché seulement avec du papier, sur un poële chaud; on l'y laisse jusqu'à ce que le phosphore soit devenu brun, puis on le bouche bien. Il contient alors un mélange d'acide phosphoreux anhydre, d'oxide de phosphore et de phosphore incomplètement brûlé. Une allumette soufrée qu'on y enfonce, de manière à toucher un peu brusquement la masse, et qu'on retire promptement ensuite, prend feu d'elle-même, parce que l'acide phosphoreux attirant avec rapidité l'eau et l'oxigène de l'air, produit une flamme qui allume le soufre et le bois.

Une précaution indispensable à l'égard de ce briquet, c'est que le bouchon s'adapte bien au col du flacon, et qu'il soit enduit de suif, afin d'obturer parfaitement l'ouverture. Il faut encore avoir soin de faire décrire au bouchon plusieurs tours sur lui-même, chaque fois qu'on referme le flacon, et de le frotter avec du suif dès qu'il commence à devenir sec; car si l'humidité de l'air pénètre dans le flacon, tout est gâté. On a proposé de mêler un peu de magnésie calcinée avec le phosphore, avant de le faire chauffer; mais cette addition est inutile. Le but ne doit jamais être que de mettre la croûte du phosphore en état de s'enflammer spontanément à l'air, et cette propriété passe successivement d'une couche à l'autre, en allant de haut en bas, par l'effet du renouvellement de l'air, chaque fois qu'on débouche le flacon, ce qui met la surface du phosphore à découvert.

De tous les briquets appelés chimiques, ceux-là sont, après la lampe électrique, les plus commodes, ceux qui se conservent le mieux et coûtent le moins.

Digitized by Google

3° On appuie une allumette soufrée sur un petit morceau de phosphore renfermé dans une boîte de fer-blanc, de manière à en détacher une parcelle, après quoi on frotte l'allumette sur un morceau de liége; la chaleur dégagée par le frottement suffit pour lui faire prendre feu.

Le phosphore est employé en médecine comme médicament interne. On s'en sert, dans les pharmacies, pour préparer l'acide phosphorique pur.

5. DU CHLORE.

Le chlore a été découvert par Scheele, en 1774. Il est assez répandu dans la nature, principalement dans le sel de cuisine, où il se trouve combiné avec un métal appelé sodium. On le rencontre aussi, uni à quelques autres substances, tant dans le règne organique que dans l'inorganique.

On le retire du sel commun par le procédé suivant : Trois parties de sel sont mêlées, dans une cornue, avec deux parties de suroxide manganique et deux parties d'acide sulfurique préalablement étendues de quatre parties d'eau. On adapte à la cornue un très-petit récipient garni d'un tube recourbé, à peu près comme dans la pl. III, fig. 1, avec cette différence que le récipient doit être beaucoup plus petit que la cornue. On chauffe celle-ci sur le bain de sable, et on recueille le gaz qui se dégage.

A la température et sous la pression ordinaires de l'atmosphère, le chlore ne peut exister ni à l'état solide ni à l'état gazeux, mais constitue un gaz, qui appartient néanmoins à la classe des coercibles, et qu'on peut, ou recueillir sous cette forme, ou faire dissoudre dans de l'eau. Il ne commence à se dégager que quand la masse a été chauffée; l'appareil se remplit alors d'un gaz jaune foncé. Le récipient qu'on adapte sert à recevoir le liquide, ordinairement acide, qui distille dans le cours de l'opération, et on doit le choisir aussi petit que possible, afin qu'il se mêle d'autant moins d'air at-

Digitized by Google

mosphérique avec le gaz. Voici ce qui se passe dans cette opération : le sel commun est composé de chlore combiné avec du sodium; l'acide sulfurique tend à s'unir avec l'oxide sodique (soude); on ajoute le suroxide manganique afin d'oxider le sodium aux dépens de son excès d'oxigène, et de produire ainsi de la soude, ce qui met en liberté le chlore, qui se dégage sous la forme de gaz. Dans la cornue reste un mélange de sulfate sodique et de sulfate manganeux, mêlée avec une certaine quantité de suroxide, qui ne s'est point décomposée parce qu'elle était en excès.

On peut obtenir du chlore d'une autre manière encore, en mêlant, dans un appareil semblable à celui que j'ai décrit pour préparer le gaz hydrogène, du suroxide manganique finement pulvérisé avec de l'acide hydrochlorique (composé de chlore et d'hydrogène), préalablement étendu d'assez d'eau pour qu'il ne fume plus à l'air. On chauffe doucement le mélange, et le gaz commence à se dégager. Si l'acide est trop concentré, le chlore qui passe contient du gaz acide hydrochlorique. Dans cette opération, l'hydrogène de l'acide hydrochlorique se combine avec l'oxigène du suroxide manganique, pour produire de l'eau, et le manganèse réduit à l'état métallique s'unit au chlore; mais, sous l'influence de la température à laquelle on opère, le manganèse ne peut pas retenir plus de la moitié du chlore que l'oxigène de son oxide a dépouillé de l'hydrogène avec lequel il était uni; c'est pourquoi l'autre moitié se dégage sous forme gazeuse.

Dans la préparation du gaz, la liqueur du sein de laquelle il se dégage a beaucoup de tendance à mousser et s'élever par-dessus les bords du vase. Il est très-facile de parer à cet inconvénient en versant un peu d'huile de térébenthine ou même d'huile d'olive à sa surface. Les bulles de gaz crèvent alors sur-le-champ, et la mousse tombe.

On ne peut pas recueillir le chlore sous forme de gaz sans éprouver une grande perte, attendu qu'il est

Digitized by Google

absorbé tant par l'eau que par le mercure. La liqueur qui convient le mieux, pour remplir les flacons et le bain, est une dissolution saturée de sel ordinaire, parce qu'elle absorbe beaucoup moins de la plupart des gaz que ne fait l'eau pure. On prescrit aussi de faire plonger le tube jusqu'au fond d'un long verre cylindrique dont l'orifice soit peu large ou incomplètement fermé par un bouchon à travers lequel passe ce tube. Comme le chlore gazeux est beaucoup plus lourd que l'air atmosphérique, il se rassemble dans la partie la plus basse; et à mesure que le vaisseau s'en remplit, l'air atmosphérique est chassé par le haut, de manière qu'il finit par n'y avoir plus que du chlore dans le flacon. Il faut alors, quand on voit le gaz s'élever dans le verre, avoir soin d'incliner celui-ci, afin de retirer peu à peu le tube, car si on le retirait tout d'un coup vers la fin, l'air atmosphérique pénétrerait pour remplir le vide. Cette méthode peut être suivie dans des expériences auxquelles on n'est point obligé d'apporter une exactitude scrupuleuse, car elle fait perdre beaucoup de gaz; mais celui-ci est toujours mêlé avec une grande quantité d'air atmosphérique, parce que les gaz se pénètrent dans toutes les directions, quelque moyen qu'on emploie.

Quand on veut avoir le chlore gazeux sec et pur, on le recueille sur un liquide, par exemple, sur une dissolution de sel ordinaire, dans une cloche de verre garnie à sa partie supérieure d'une soupape susceptible d'être ouverte. Le vaisseau qu'on veut remplir de gaz doit également être pourvu d'une soupape semblable, qui se visse sur la machine pneumatique, et par le moyen de laquelle on peut pomper l'air contenu dans le vase. On lute ensuite avec soin, entre le vaisseau dans lequel on a fait le vide et la cloche pleine de gaz, un tube de verre rempli de chlorure calcique, grossièrement pulvérisé. Les deux soupapes venant alors à être ouvertes, le vase vide aspire le gaz de la cloche à travers le tube; le chlorure contenu dans ce dernier s'empare de

Digitized by Google

toute l'humidité dont le gaz pouvait être chargé, et l'on obtient ainsi ce dernier parfaitement sec. On conçoit d'ailleurs que la soupape du flacon ne doit pas être ouverte tout-à-fait, mais seulement en partie, afin que le gaz ne traverse pas trop rapidement le chlorure calcique. Il faut aussi avoir soin, quand on a concassé ce dernier, de le tamiser, pour enlever la poudre fine, que le courant du gaz entraînerait aisément dans le vaisseau vide.

Si l'on tente de recueillir le gaz sur le mercure, il est absorbé plus promptement encore par ce métal que par l'eau, et forme à sa surface une poussière d'un gris foncé, qui est du chlorure mercureux.

La couleur du chlore est le jaune foncé. Plus il contient d'air, et plus sa teinte pâlit. Certaines personnes lui trouvent quelque chose de verdâtre : c'est à cause de cela qu'Humphry Davy lui a imposé son nom, dérivé du mot grec χλωρος, qui veut dire *vert clair*. Il a une odeur particulière, suffocante, qui produit un sentiment de sécheresse dans le nez, et de l'irritation dans la trachée-artère, avec oppression de poitrine ; ces symptômes durent plus ou moins long-temps, suivant que l'air qu'on a respiré était plus ou moins chargé de chlore gazeux. Il leur arrive fréquemment de dégénérer en un coryza accompagné de maux de tête et d'une fièvre légère. Le chlore gazeux respiré pur est absolument mortel. Sa pesanteur spécifique est de 2,47. Il entretient la combustion d'un très-grand nombre de corps, et la plupart y prennent feu à la température ordinaire de l'atmosphère, particularité qui le distingue tant de l'oxigène que du soufre. Beaucoup de métaux, quand on les projette en poudre dans du chlore, s'enflamment et rougissent en se combinant avec lui. Ces combinaisons sont connues sous le nom de *chlorides*, quand le corps uni au chlore est électronégatif, et sous celui de *chlorures*, soit quand ce même corps est électropositif, soit lorsqu'il est électronégatif, mais que les proportions suivant lesquelles s'opère la combinaison

Digitized by Google

correspondent à celles d'un oxide. Elles appartiennent à la classe des corps que nous appelons sels. Une bougie brûle dans le chlore gazeux avec une flamme fuligineuse.

Lorsqu'on réduit le chlore gazeux au quart ou au cinquième de son volume, il se condense, d'après les expériences de Faraday, et produit une liqueur d'un jaune très-foncé ou verdâtre, qui ne se solidifie pas, même fort au-dessous du point où a lieu la congélation de l'eau. Sa pesanteur spécifique paraît être de 1,33. Elle réfracte la lumière moins que ne le fait l'eau, et l'on peut, sous cette pression, dans un appareil convenable, la distiller à + 33 degrés. Mais si la compression vient à cesser, la liqueur se volatilise aussitôt, en produisant un froid si intense, qu'une portion du chlore condensé demeure liquide quelques instans encore après la cessation de toute pression.

Le chlore se combine difficilement avec l'oxigène, et jamais d'une manière immédiate. Nous lui connaissons quatre degrés d'oxidation, un oxide et trois acides, où l'oxigène se trouve contenu dans les proportions relatives de 1, 3, 5 et 6. Nous apprendrons plus tard à connaître ces corps.

Le chlore ne s'unit à l'hydrogène que dans une seule proportion. De là résulte l'un des plus forts acides que l'on connaisse, l'acide hydrochlorique, dont la description détaillée sera donnée à l'article des acides. Si l'on mêle ensemble des volumes égaux de chlore gazeux et de gaz hydrogène, à la lumière artificielle ou dans l'obscurité, ils ne se combinent pas; mais quand le mélange vient à recevoir la lumière du jour, la combinaison s'effectue peu à peu, et la couleur du gaz disparaît. Si l'on opère sur l'eau, celle-ci monte dans le vase à mesure que la combinaison s'effectue, parce que le gaz acide hydrochlorique qui se forme est soluble dans ce liquide; si les deux gaz sont purs et justement proportionnés, il ne reste aucun résidu. Lorsqu'au contraire la lumière solaire tombe directement sur le mélange,

Digitized by Google

il brûle avec explosion, comme le gaz détonnant. Il ne faut donc jamais faire ce mélange à la clarté du jour; et lorsqu'on veut éprouver l'effet de la lumière solaire sur lui, on commence par réunir les deux gaz dans une chambre obscure, on couvre le vase d'un étui opaque quand on le porte au jour, et l'on enlève l'étui au moyen d'un mécanisme particulier, afin de ne pas être atteint par les débris du vaisseau quand il éclatera. Si le ciel est pur et le soleil élevé sur l'horizon, le gaz fait explosion à l'instant même où on le découvre. Ce sont, dans ce cas, les rayons violets du spectre solaire qui l'enflamment. Les rouges, les jaunes ou les verts n'agissent pas sur lui. Aussi ne se fait-il pas d'explosion quand le gaz est renfermé dans des flacons de cette couleur. L'étincelle électrique met également le feu au mélange. En recueillant le gaz acide hydrochlorique produit par l'explosion, on trouve son volume égal à celui du mélange gazeux avant la combinaison, de manière par conséquent qu'il ne s'opère point ici de condensation.

Du chloride nitreux.

Le chlore et le nitrogène se combinent ensemble lorsque tous deux sont à l'état naissant, et ils produisent un corps doué de propriétés fort remarquables, dont Dulong a fait la découverte en 1812. Nous appelons ce corps *chloride nitreux*. On l'obtient en remplissant une cloche de verre d'une dissolution parfaitement saturée de sel ammoniac ou de tout autre sel ammoniacal dans l'eau, la renversant ensuite dans une cuve pleine de même liquide, et y faisant passer du chlore gazeux. Le gaz se trouve absorbé peu à peu, la liqueur prend une couleur jaunâtre, et l'on voit se former à sa surface des gouttes semblables à de l'huile, qui ne tardent pas à se précipiter au fond, où elles donnent lieu, en se réunissant, à un liquide oléagineux, de couleur jaune-orangé, qui est le chloride nitreux. A la température ordinaire de l'air, la formation de ce

Digitized by Google

corps n'a lieu qu'avec lenteur, mais depuis + 28 degrés jusqu'à + 30 elle s'opère avec une grande célérité. Voici ce qui se passe dans l'opération : l'ammoniaque du sel est composée de nitrogène et d'hydrogène; une partie du chlore se combine avec l'hydrogène, et produit de l'acide hydrochlorique, qui reste dans la liqueur; le nitrogène, de son côté, se combine, à l'état naissant, avec une autre portion de chlore; mais le composé qui en résulte est peu soluble dans l'eau, et après que le liquide en a dissous autant qu'elle pouvait en prendre, le reste se rassemble en gouttelettes, qui finissent par se réunir elles-mêmes ensemble. Dès que l'acide est devenu prédominant jusqu'à un certain point dans la liqueur, toute action cesse de la part du chlore.

Le chloride nitreux est un liquide oléagineux, de couleur jaune-orangé, qui se vaporise très-promptement quand on le met en contact avec l'air, répand alors une odeur analogue à celle du chlore, quoique non absolument semblable, et pique les yeux avec force. Sa pesanteur spécifique est de 1,653. Il ne se solidifie pas, même à des degrés de froid considérables. On peut, dans des vases clos, le distiller à + 71 degrés, sans qu'il subisse aucune altération. A + 93 degrés, il entre dans une violente ébullition, qui ressemble presque à une effervescence. Entre + 96 et + 100 degrés, il fait explosion, produit une détonation extrêmement vive, et brise les vases qui le renferment, lors même qu'ils ne sont point bouchés. Cette explosion est accompagnée de feu, et le liquide converti en un mélange de chlore gazeux et de gaz nitrogène, dans lequel la proportion du premier est à celle du second :: 3 : 1, en volume. La cause de la violence avec laquelle cette décomposition s'opère et du feu qui l'accompagne, est une énigme pour nous. Nous avons vu précédemment des combinaisons de corps gazeux s'effectuer avec production de bruit et de lumière, et nous avons regardé ces deux phénomènes comme provenant du fait même de la combinaison. Mais ici nous voyons une déflagration, ayant absolu-

Digitized by Google

ment les mêmes caractères extérieurs, qui dépend d'une cause opposée, c'est-à-dire de la désunion de deux corps combinés ensemble. Cette circonstance semble indiquer une imperfection, soit dans la théorie de la production du feu pendant les combinaisons chimiques, soit dans l'explication qu'on donne de la marche du phénomène. Cependant nous rencontrerons encore, par la suite, quelques cas semblables dans lesquels, à ce qu'il paraît, du feu se trouve produit par le seul effet de la séparation des corps. Mais tous ces cas ont cela de commun, que les corps qui se séparent sont unis par une affinité très-faible, qui n'agit qu'à de basses températures, et qui cesse de s'exercer quand la température devient plus élevée, ces corps ne faisant alors que se désunir simplement, ou bien se combinant ensemble d'une autre manière, qui est plus fixe. L'oxide chloreux, le suroxide hydrique et l'iodure de nitrogène sont dans ce cas.

La facilité avec laquelle le chloride nitreux produit explosion fait que toutes les expériences qu'on entreprend sur ce composé sont fort dangereuses, et qu'on ne doit s'y livrer qu'avec les précautions les plus sévères, telles que celles d'entourer les appareils d'un grillage en fil de fer, de se couvrir le visage d'un masque de verre, etc. L'étude de ce corps attira un mal d'yeux grave à Dulong, l'auteur de sa découverte, qui eut en outre les doigts mutilés; et Davy, qui se livra ensuite au même genre de recherches, fut blessé à l'œil par une explosion inopinée. La manière la plus simple et la moins dangereuse de démontrer la force explosive de cette substance, consiste à en laisser tomber une goutte sur un morceau de papier gris, qu'on approche ensuite rapidement d'une bougie allumée; l'explosion se fait avec un bruit plus fort que celui d'un coup de pistolet. Si l'on veut, au contraire, rendre sensibles les effets violens qui peuvent résulter de là, on n'a qu'à mettre dans une tasse à café propre un peu de chloride nitreux couvert d'une légère couche d'eau, placer la tasse à terre sur une planche libre, et tou-

Digitized by Google

cher ensuite le chloride, soit avec un fer chaud, soit avec une baguette trempée dans l'huile d'olive : l'eau se trouve de suite lancée de tous côtés, et la portion de la tasse sur laquelle reposait le chloride, enfoncée profondément dans le bois.

Le chloride nitreux, mêlé avec de l'eau pure, dans un flacon bouché, se dissout peu à peu dans le liquide. L'eau est décomposée; son oxigène forme de l'acide nitreux avec le nitrogène, et son hydrogène de l'acide hydrochlorique avec le chlore. Si l'on ajoute un métal au liquide, ce corps s'empare du chlore, et le nitrogène est mis en liberté.

Quand on arrose du chloride nitreux avec de l'acide hydrochlorique concentré (chloride hydrique), l'affinité de cet acide pour l'ammoniaque fait qu'il s'opère une décomposition réciproque et de l'acide et du chloride nitreux : le nitrogène se combine avec l'hydrogène d'une portion de l'acide, pour donner naissance à de l'ammoniaque, et il se dégage du chlore gazeux, dont un tiers provient du chloride et deux tiers de l'acide hydrochlorique. Si l'on arrose du chloride nitreux avec de l'ammoniaque liquide étendue d'eau (nitrure tétrahydrique), il est également décomposé; son chlore s'unit avec l'hydrogène de l'ammoniaque, et produit de l'acide hydrochlorique, qui se combine lui-même avec l'ammoniaque en excès, d'où résulte du sel ammoniac, tandis qu'il se dégage du nitrogène, dont un quart provient du chloride et trois quarts de l'ammoniaque.

Le chloride nitreux a la propriété de faire explosion quand on le met en contact avec certains corps, tandis qu'il se combine avec d'autres sans donner lieu à ce phénomène. Il importe de connaître ceux qui sont dans le premier cas, afin de savoir quand on doit prendre des précautions avant de commencer les expériences. La cause de cette explosion avec certains corps peut très-bien dépendre de ce que le chloride s'unit avec eux, et s'échauffe ainsi à un point tel que sa portion encore

Digitized by Google

libre de toute combinaison fait explosion par l'influence de la chaleur.

Parmi les corps inorganiques, ceux avec lesquels il ne fait pas explosion sont : le sulfide carbonique, dans lequel il se dissout facilement; si l'on vient ensuite à l'allumer, le chloride nitreux subit une décomposition lente : les dissolutions étendues d'alcali, tant de potasse que d'ammoniaque, le charbon, le gaz sulfide hydrique et le gaz arseniure trihydrique, d'où le soufre et l'arsenic sont séparés; des métaux, par exemple, le zinc, l'étain, le mercure, le cuivre; des sulfures métalliques, tels que celui d'antimoine et le cinabre; des acides concentrés, des sels, par exemple, le nitrate argentique, qui cependant est troublé par lui et donne du chlorure argentique.

Il fait explosion avec les substances inorganiques suivantes : le phosphore, celle de toutes avec laquelle il produit la plus violente explosion; tous les composés de phosphore dans lesquels ce corps n'est point à l'état brûlé, par exemple, le phosphure calcique, le gaz phosphure trihydrique, la dissolution de phosphore dans le sulfide carbonique, l'éther et les huiles essentielles; le gaz oxide nitrique, la potasse caustique concentrée, et l'ammoniaque caustique concentrée.

Les substances suivantes sont, parmi les produits organiques, celles avec lesquelles il ne fait point explosion : l'alcool, qui ne le dissout pas, mais produit, en s'unissant avec lui, un corps oléagineux, insoluble dans l'alcool et non susceptible de faire explosion; l'éther, avec lequel il se comporte de la même manière et donne lieu à un corps qui ressemble à de la cire; le camphre, avec lequel il se combine, et de sa combinaison avec lequel il peut être séparé par l'alcool, qui enlève le camphre; le sucre, la manne, la gomme, l'amidon, l'indigo, la gomme kino, le cachou, l'oliban, la scammonée, l'aloës, la gomme ammoniaqne, la gomme laque, la résine, la cire, le blanc de baleine, le beurre, la graisse.

Digitized by Google

Il fait explosion avec les matières organiques suivantes : l'huile de palme, l'huile de baleine, l'huile d'olive, l'huile de lin, l'huile de succin, l'huile de térébenthine, l'ambre, la myrrhe, le caoutchouc. Les combinaisons des acides margarique et oléique (savons) avec les oxides du mercure, de l'argent et du cuivre font explosion; mais les combinaisons correspondantes avec les terres, l'oxide d'étain et celui de cobalt, ne le font point. Plusieurs des liquides qui font explosion avec le chloride nitreux, perdent cette propriété quand on les fait préalablement traverser par un courant de chlore gazeux.

Des chlorures de soufre.

Le chlore se combine facilement avec le soufre, à la température ordinaire. On introduit des fleurs de soufre lavées et sèches dans un long cylindre de verre, jusqu'au fond duquel on dirige un courant de chlore gazeux. Le soufre absorbe le gaz, se ramollit et finit par se résoudre en une liqueur d'un jaune foncé. Comme la masse s'échauffe, il faut la refroidir en couvrant le vase d'un mélange d'eau et de glace. On continue à faire passer du gaz tant que le soufre en absorbe. Lorsque celui-ci est parfaitement saturé, la liqueur a une belle couleur rouge, tirant sur le jaune. Elle exhale une odeur particulière et fort désagréable. Sa saveur est acre et désagréable aussi. Elle fume à l'air. Sa pesanteur spécifique est de 1,628. A + 93 degrés, on peut la distiller, sans qu'elle subisse d'altération. Elle se précipite au fond de l'eau, sous l'aspect d'une huile, et s'y décompose lentement; le chlore, s'unissant à l'hydrogène, forme de l'acide hydrochlorique, et le soufre, en se combinant avec l'oxigène, produit de l'acide hyposulfureux; lequel cependant ne tarde pas à se décomposer d'une manière qui lui est particulière, donnant ainsi naissance à de l'acide sulfureux et à du soufre, qui se précipite en troublant la liqueur. Un papier de tournesol

Digitized by Google

sec n'est point rougi par le liquide en question; mais cet effet arrive à celui qui contient de l'humidité, aux dépens de laquelle se forment les acides dont je viens de parler. Cent parties de soufre en absorbent deux cent vingt de chlore; et 100 parties de combinaison en contiennent 31,25 de soufre et 68,95 de chlore, ce qui correspond, suivant toute vraisemblance, à deux volumes de chlore gazeux et un de soufre gazéiforme. D'après cette composition, on devrait donner le nom de *chloride hyposulfureux* à la combinaison, mais je préfère celui de *chlorure sulfurique*, comme étant plus simple.

On peut encore se procurer cette combinaison en mêlant bien 100 parties de sublimé corrosif (chlorure mercurique) avec 11 $\frac{3}{4}$ de soufre, et distillant le tout à une douce chaleur. On peut aussi substituer le chlorure stannique au mercurique; mais alors il faut y joindre un tiers de son poids de soufre.

Le chlorure sulfurique est susceptible d'absorber encore autant de soufre qu'il en contenait déjà, quand on le mêle, dans un flacon bouché, avec une plus grande quantité de cette substance, et qu'on fait digérer le tout à une douce chaleur. On lui donne alors le nom de *chlorure sulfureux*. Sa pesanteur spécifique est de 1,699. Cette combinaison ressemble à la précédente quant aux caractères extérieurs, mais elle est beaucoup moins fixe. Soumise à la distillation, elle laisse dans la cornue le soufre qu'on y a ajouté; et quand on lui permet de s'évaporer doucement à l'air libre, le chlore se dissipe avec une moitié du soufre, tandis que l'autre moitié de celui-ci cristallise. Sa décomposition par l'eau ressemble à celle du chlorure précédent : seulement elle dépose davantage de soufre. Elle est composée de 100 parties de soufre et 110 de chlore, ou contient, sur 100 parties, 45,71 de soufre et 54,29 de chlore, c'est-à-dire qu'elle résulte de volumes égaux de l'un et de l'autre.

Le chlorure sulfurique dissout le phosphore. Le gaz

Digitized by Google

hydrogène et le gaz sulfide hydrique ne lui font éprouver aucune altération.

Des chlorures de phosphore.

Le phosphore et le gaz phosphure trihydrique s'enflamment et brûlent avec une flamme pâle dans le chlore gazeux. Si la quantité du premier ne s'élève pas à plus d'un grain pour neuf pouces cubes de gaz, le produit de la combinaison est solide et se dépose sous la forme d'un tissu cristallin; mais s'il y a plus de deux grains de phosphore, le composé est liquide.

Le chlore donne lieu, en s'unissant avec le phosphore, à trois composés différens, dont je vais faire connaître le mode de préparation et les propriétés.

A. Le *chloride phosphorique* se prépare de deux manières :

1° On met du phosphore dans une cornue garnie d'une soupape ; on pompe l'air, et on introduit peu à peu du chlore gazeux à sa place; le phosphore commence par fumer, puis il s'enflamme, si le gaz pénètre rapidement. Lorsqu'il n'absorbe plus de chlore, on trouve sublimé sur les parois de la cornue un corps blanc, qui est la combinaison dont il s'agit.

2° On introduit du chloride phosphoreux, dont le mode de préparation sera décrit plus loin, dans un vase de verre cylindrique, jusqu'au fond duquel on fait arriver du chlore gazeux sec. Le gaz est absorbé, et le chloride phosphoreux, de liquide qu'il était, devient solide. L'opération est terminée quand l'absorption du chlore s'arrête. Pour être certain qu'il ne reste plus rien du chloride phosphoreux, on chauffe doucement le fond du vase; ce qui détermine ce corps, comme étant le plus volatil, à gagner la partie supérieure, où il rencontre le gaz.

Ce procédé est celui qui convient le mieux pour obtenir la combinaison en grande quantité, et sans appareil dispendieux.

Le chloride phosphorique est d'un blanc de neige.

Digitized by Google

Préparé par le premier des procédés que je viens de décrire, il représente un nuage blanc et cristallin, tandis qu'obtenu par le second, il s'offre sous la forme d'une masse plus cohérente et mieux liée. Il se sublime avec la plus grande facilité à une température qui ne va pas jusqu'à + 100 degrés; et, sous une légère pression dans des vaisseaux fermés, par exemple, dans un tube de verre bien bouché avec du liége, il peut entrer en fusion avant de se volatiliser. En se refroidissant, il acquiert une texture cristalline, et devient pellucide. Exposé à la flamme d'une bougie, il prend feu et brûle en produisant de l'acide phosphorique et dégageant du chlore. La plupart des corps combustibles se combinent avec son chlore, et mettent le phosphore à nu. Il s'unit à l'eau avec une violence telle que quand on l'y jette sous forme de poudre, ou même de morceaux d'un certain volume, il se volatilise en grande partie par l'effet de la chaleur qui résulte de la dissolution de son autre portion. Quand, au contraire, on verse une grande quantité d'eau à la fois sur la poudre de ce corps, il s'en empare, sans se volatiliser; mais, d'après Dulong, il subit un changement auparavant, et monte à la surface sous la forme de gouttes d'un liquide comme huileux, qui tombent ensuite au fond du vase, et se dissolvent sans laisser de résidu. Il se décompose complètement par le fait de sa dissolution dans l'eau. Le phosphore s'oxide aux dépens de cette dernière, et produit de l'acide phosphorique; tandis que l'hydrogène, qui est séparé ainsi de l'oxigène, se trouve précisément en quantité suffisante pour convertir le chlore en acide hydrochlorique. De là suit que, sur 100 parties de phosphore, il doit en contenir 564,13 de chlore, ou être composé, sur 100 parties, de 15,14 de phosphore et 84,96 de chlore.

La propriété dont il est doué, sous forme de gaz, de rougir le papier de tournesol bien sec, l'a fait considérer comme un acide particulier, mais il est vraisemblable que les acides qui produisent ce phénomène se forment

Digitized by Google

aux dépens du papier lui-même, dont ils rougissent ensuite la couleur.

B. *Chloride phosphoreux*. La meilleure manière de l'obtenir consiste à enfoncer du phosphore pur et sec dans un tube de verre, soudé à l'un de ses bouts : on introduit ensuite de petits morceaux de calomelas (chlorure mercureux), de manière à en remplir le tube dans une étendue de six ou huit pouces; alors on tire l'extrémité béante de ce tube à la lampe de l'émailleur, en ayant soin de la courber un peu de haut en bas, après quoi on le fait passer, à travers un bouchon de liége, dans un flacon destiné à recevoir le chloride phosphoreux. Le mieux est de rafraîchir ce flacon avec de l'eau froide ou de la glace. Tout étant disposé ainsi, on chauffe la partie du tube qui contient le chlorure mercureux autant que ce corps peut le supporter sans se sublimer, puis on chauffe aussi le phosphore de manière à ce qu'il distille lentement. A mesure que ses vapeurs entrent en contact avec le chlorure mercureux, le phosphore se combine avec le chlore, et donne ainsi naissance à un corps volatil, qui se condense dans le flacon rafraîchi. Le mercure se trouve réduit en partie, mais, partiellement aussi converti, par sa combinaison avec du phosphore, en un corps d'un rouge foncé, qui reste dans le tube. On trouve dans le flacon un liquide incolore, très-coulant, qui répand une fumée fort épaisse à l'air. Ce liquide contient ordinairement un peu de phosphore en excès, et quelquefois aussi une petite quantité de mercure, qui a passé avec lui; on peut le débarrasser de l'un et de l'autre en le distillant une seconde fois.

Ce liquide a une odeur particulière, désagréable et fétide. Sa pesanteur spécifique est de 1,45. Il ne rougit pas le papier de tournesol bien desséché, mais rougit celui qui n'est pas sec. On peut y mettre le feu en l'approchant d'une bougie allumée, et il brûle avec la flamme du phosphore. Il tombe au fond de l'eau, sous la forme d'une huile, et se résout ensuite peu à peu, par

Digitized by Google

la décomposition de l'eau, en acides hydrochlorique et phosphoreux; pendant que ce phénomène a lieu, on voit se former, sur chaque goutte, une bulle d'air qui grossit quelquefois assez pour soulever la goutte jusqu'à la surface du liquide. Comme, dans ce cas, les principes constituans du chloride phosphoreux forment exactement de l'acide phosphoreux et de l'acide hydrochlorique, il ne peut pas se développer de gaz, ce qui rend l'apparition de ces bulles remarquable. Elles sont produites par du gaz acide hydrochlorique, qu'emprisonne une légère couche de chloride phosphoreux, et disparaissent, sans laisser de résidu, avant d'avoir atteint la surface du liquide, dès que leur mince enveloppe vient à crever, et que le gaz entre ainsi en contact immédiat avec l'eau.

Le chloride phosphoreux est composé de 100 parties de phosphore et 338,49 de chlore : sur 100 parties, il en contient 28,8 de phosphore et 72,2 de chlore; ce qui fait trois volumes de celui-ci et un du premier.

C. On obtient le *chlorure phosphorique* en faisant dissoudre du phosphore dans le chloride phosphoreux jusqu'à ce qu'il refuse d'en absorber davantage. On ignore encore à combien s'élève la quantité qui peut ainsi être dissoute. Ce chlorure ressemble au chloride précédent, sous le rapport des qualités extérieures. Quand on en imbibe du papier, celui-ci s'enflamme spontanément au bout de quelques instans. L'eau le décompose, et le convertit en acide hydrochlorique, acide phosphoreux et phosphore; mais ce dernier retient avec opiniâtreté les dernières portions du chlore. Le phosphore qui reste, après l'opération, est parfaitement incolore, et, après qu'on l'a fait fondre, il est limpide comme de l'eau.

DES COMBINAISONS DU CHLORE AVEC L'EAU.

Si l'on fait passer un courant de chlore gazeux dans une petite quantité d'eau, à la température de zéro,

Digitized by Google

cette eau dépose des écailles cristallines, et l'on peut même finir par y faire naître des cristaux bien formés. Ces cristaux ont été connus pendant long-temps, sans qu'on eût de notions précises sur leur nature. Davy a montré qu'ils contiennent de l'eau, et Faraday a très-bien fait connaître tant leurs propriétés que leur composition. Il croit avoir remarqué que leur formation s'opère plus facilement dans un endroit obscur qu'à la lumière. Ils sont d'un jaune pâle, et ont une pesanteur spécifique supérieure à 1,2. Ils s'évaporent rapidement à l'air, et, semblables en cela au camphre, se sublimement d'un point à un autre dans des vaisseaux clos, au milieu d'une atmosphère de chlore gazeux, quand la température, sans s'élever le moins du monde au-dessus de celle à laquelle ils prennent naissance, devient, sur un point du vase, plus basse qu'elle ne l'est à l'endroit où ils se trouvent. Dans cette sublimation, ils produisent des aiguilles, quelquefois longues d'un demi-pouce. Leur forme paraît être un octaëdre allongé, à base rhomboïdale. A la température de + 4 degrés, ils se décomposent, et se résolvent en chlore gazeux et en eau. Faraday a trouvé que, pour un volume de chlore, on obtenait alors une quantité d'eau correspondante à vingt volumes de gaz aqueux, ou que 100 parties de ces cristaux contiennent, en poids, 27,7 à 28 de chlore. C'est jusqu'à présent le seul exemple connu de combinaison chimique d'un corps simple non oxidé avec l'eau.

Quelques expériences faites sur ce corps par Faraday ont conduit à la découverte de la condensabilité des gaz par la pression qu'eux-mêmes exercent. On souda un tube de verre à l'une de ses extrémités, et on le courba à angle obtus dans son milieu, puis on y introduisit des cristaux de chlore, et l'on souda aussi l'autre orifice. Alors on plongea dans de l'eau à + 15 degrés l'extrémité du tube contenant les cristaux : aucun changement ne se fit remarquer. On enfonça ensuite le tube dans de l'eau dont la température était entre + 32 et

Digitized by Google

+ 33 degrés; aussitôt le chlore se sépara de l'eau, et se précipita au fond, sous la forme d'un corps jaune foncé, semblable à de l'huile. Le liquide surnageant parut être une eau de chlore saturée. Le tube ayant été tenu plus long-temps dans l'eau, dont on élevait davantage la température, tandis qu'on refroidissait l'extrémité libre, le chlore fut distillé, et il se rassembla dans le bout froid. Le mélange de chlore et d'eau fut agité à la température de + 33 degrés, sans que les deux corps se combinassent de nouveau l'un avec l'autre, et quand on abandonna le tout au repos, le chlore se précipita au fond; mais lorsque la température se fut abaissée peu à peu jusqu'à + 21 degrés, la combinaison se reproduisit et cristallisa.

Le chlore se dissout lentement dans l'eau, qui en absorbe plus de deux fois son volume. La dissolution est d'un jaune pâle. Elle exhale à un haut degré l'odeur particulière du chlore gazeux. Pour obtenir de l'eau parfaitement saturée de chlore, il est nécessaire que le gaz soit exempt d'air atmosphérique ou de toute autre espèce de gaz. Les motifs en seront donnés lorsque je parlerai de la combinaison de l'eau avec les gaz en général.

Cependant cette combinaison du chlore avec l'eau n'est pas absolument une simple dissolution. Une partie du chlore décompose de l'eau, avec l'hydrogène de laquelle il forme de l'acide hydrochlorique, tandis que l'oxigène produit, soit de l'acide chloreux avec une autre portion de chlore, soit du suroxide hydrique avec une partie de l'eau. Il est difficile de dire au juste quel est celui des deux phénomènes qui a lieu réellement. Quoi qu'il en soit, la décomposition s'arrête bientôt, et il ne se forme que des quantités très-petites de ces corps; mais leur production donne au liquide la propriété de dégager du gaz oxigène quand il vient à être frappé par les rayons du soleil; ce qui dure jusqu'à ce que tout le chlore soit converti en acide hydrochlorique, de manière qu'à chaque portion de la combinaison

Digitized by Google

contenant de l'oxigène qui se trouve décomposée par l'action de la lumière solaire, il s'en forme une quantité équivalente sous l'influence du chlore, aussi long-temps que l'eau contient encore quelque peu de celui-ci. Si la liqueur, au lieu d'être exposée à la lumière du soleil, est mise en contact avec un corps teint d'une couleur végétale, si, par exemple, on y plonge du papier de tournesol, la couleur végétale (le tournesol) est détruite, et le corps se décolore, ou, pour employer le terme consacré, il blanchit. Cet effet dépend de ce que la combinaison oxigénée qui résulte de l'action du chlore sur l'eau, détruit la couleur en cédant son oxigène aux élémens de cette même couleur, qui forment avec lui des composés incolores. Cette propriété de l'eau chargée de chlore a été découverte par Berthollet, qui en a fait l'application au blanchîment en grand du coton et du lin. Dans le blanchîment avec l'eau de chlore, appelée aussi, à cause de cette propriété, *eau de blanchîment*, l'effet décolorant continue tant que le liquide contient du chlore; mais l'acide hydrochlorique qui s'y forme par cela même, peut nuire à la qualité des tissus, si l'on n'a pas soin de les bien laver. C'est pour cette raison qu'aujourd'hui on se sert la plupart du temps d'une dissolution de chlorite calcique dans l'eau. Lorsque j'en serai à la description de ce sel, j'entrerai dans des détails plus étendus sur le blanchîment chimique.

Le chlore uni à l'eau n'exerce pas seulement son action destructive sur les couleurs d'origine organique. Il détruit aussi les émanations odorantes des animaux et végétaux malades ou morts, de même que les miasmes, tant ceux qui se propagent par l'intermède de l'air (*miasmes proprement dits*), que ceux qui agissent seulement par un contact immédiat (*principes contagieux*). C'est pourquoi on se sert de l'eau de chlore pour laver les étoffes ou autres effets soupçonnés de recéler des germes de contagion ou d'infection. C'est pourquoi aussi on dégage du chlore gazeux dans les

Digitized by Google

chambres des malades, pendant les maladies contagieuses surtout. Ce gaz, aidé de l'humidité contenue dans l'air, décompose toutes les substances étrangères qui se trouvent mêlées avec ce dernier. On l'emploie généralement à cet usage dans les hôpitaux. Pour le dégager, on se sert d'un mélange d'une partie de manganèse réduit en poudre fine et de deux parties de sel ordinaire concassé, qu'on met dans une soucoupe, et sur lequel on verse peu à peu, par cuillerées à café, un mélange d'acide sulfurique et d'eau à parties égales. Le dégagement du chlore gazeux commence à l'instant même, et dure quelque temps. On peut aussi se contenter d'humecter de temps en temps, avec un peu d'acide hydrochlorique, du manganèse pulvérisé contenu dans une soucoupe. Il va sans dire que, dans les chambres habitées par des malades, le dégagement du gaz doit ne pas être assez fort pour gêner la respiration.

La première expérience tentée pour combattre les émanations animales fétides par une fumigation de ce genre, fut faite, en 1769, par Guyton de Morveau, dans la vue de détruire l'insupportable odeur qui régnait dans la cathédrale de Dijon, infectée par les effluves des cadavres enfouis dans ses caveaux. Mais Guyton de Morveau employa le gaz acide hydrochlorique (chloride hydrique), qui, bien que moins énergique, produisit cependant l'effet désiré. Cette application était presque oubliée lorsqu'un médecin anglais, nommé Smith, appela de nouveau l'attention sur l'utilité dont elle peut être dans les hôpitaux, au temps des épidémies, et maintenant l'usage du chlore gazeux, en pareil cas, peut être mis au nombre des moyens dont l'efficacité est parfaitement constatée.

6. DU BROME.

Le brome a été découvert, en 1826, par Balard. Son nom est dérivé du grec, βρωμος, fétidité, à cause de l'odeur forte et désagréable qu'il exhale. Balard l'a

Digitized by Google

trouvé en très-petite quantité dans l'eau-mère qui reste après la cristallisation du sel marin dans les salines, à Montpellier. Il est contenu dans les eaux de la mer sous forme de bromure magnésique. Peu de temps après, on le trouva en quantité notable dans les eaux de la mer Morte et dans presque toutes les salines du continent, surtout dans celles de l'Allemagne, dont quelques-unes en fournissent beaucoup; c'est surtout à Theodorshalle, près de Kreuznach, que l'on en rencontre assez pour en faire l'extraction avec profit. Un quintal des eaux-mères des salines de cette localité fournit jusqu'à 66 grammes de brome. On admet à présent que le sel marin, dans son état naturel, est le plus souvent accompagné de petites quantités de bromure sodique et de bromure magnésique.

Balard extrait le brome de la manière suivante : après avoir fait passer, dans l'eau-mère des salines, un courant de gaz chlore, on verse à la surface du liquide une certaine quantité d'éther; on agite fortement les deux liquides, pour les bien mêler; on les laisse ensuite en repos. L'éther surnage alors, coloré d'un rouge hyacinthe assez beau; le chlore décompose le bromure magnésique et dégage le brome; l'éther s'empare de ce dernier, et l'eau en est débarrassée. Pour dépouiller l'éther du brome, on l'agite avec une solution de potasse caustique, qui se combine avec celui-ci, et rend l'éther incolore et propre à être employé de nouveau dans la même vue. On répète ces opérations sur de nouvelles quantités d'eau-mère, jusqu'à ce que la potasse soit saturée; on fait ensuite évaporer la solution de potasse, qui contient tant du bromate que du bromure potassique; on introduit dans une petite cornue, et mêlé avec le sel sec, du suroxide manganique pulvérisé, et l'on verse dessus de l'acide sulfurique étendu de la moitié de son poids d'eau; on chauffe alors, en faisant plonger le col de la cornue au fond d'un petit récipient plein d'eau froide. Le brome distille et produit des vapeurs rutilantes, qui se condensent sous l'eau, en forme de gout-

Digitized by Google

telettes brunes et pesantes. Dans cette opération, la potasse se combine aussi avec un peu de chlore, que l'éther a extrait de l'eau-mère, conjointement avec le brome, et qui, pendant la distillation des sels potassiques avec le suroxide manganique et l'acide sulfurique, se dégage avec le brome. Mais la combinaison de brome et de chlore qui en résulte est soluble dans l'eau, sous laquelle le brome se condense seul. On le redistille sur du chlorure calcique, pour le priver de l'eau qu'il peut retenir encore. Cependant il est rare que cette dernière opération soit nécessaire; car on garde communément le brome dans des flacons remplis d'eau, pour éviter la grande perte qui, sans cette précaution, se fait par la gazéification, chaque fois qu'on ouvre le flacon.

Desfosses recommande de faire digérer les eaux-mères des salines avec de la chaux éteinte (hydrate calcique) jusqu'à ce que la magnésie soit précipitée, parce que, faute de cette précaution, le liquide ne saurait être évaporé sans perdre une quantité considérable de brome, qui se dégagerait sous forme d'acide hydrobromique, en laissant de la magnésie se précipiter. On sépare le précipité par le filtre, on rapproche le liquide, on le mêle avec du suroxide manganique et un peu d'acide hydrochlorique, et on le distille, en arrêtant l'opération au moment où le liquide entre en ébullition, époque à laquelle les vapeurs rutilantes cessent, et le brome est passé.

Pour séparer le brome d'avec le chlore, dans le liquide qui surnage le brome distillé durant ces opérations, on sature le liquide aqueux avec de l'hydrate barytique; on évapore jusqu'à siccité, et on chauffe le sel jusqu'au rouge pour détruire le bromate barytique qui s'est formé. En traitant ensuite le sel pulvérisé par l'alcool très-concentré, celui-ci dissout le bromure barytique, et laisse le chlorure barytique sans le dissoudre. On décompose alors le bromure par le moyen du suroxide manganique et de l'acide sulfurique.

Digitized by Google

Le brome est liquide à la température ordinaire de l'air, et sa pesanteur spécifique de 2,966. En masse, sa couleur est d'un rouge brun-foncé; en couches minces, elle est d'un rouge hyacinte. Son odeur est très-forte, et ressemble beaucoup à celle du chlore. Sa saveur est forte et âpre. Il se fige à la température de — 22 à — 25 degrés, devient dur, cassant et facile à pulvériser. Sa cassure est cristalline et feuilletée, sa couleur gris de plomb foncé, et son éclat presque métallique. A — 12 degrés, il reste long-temps solide. Il entre en ébullition à + 47 degrés. Le gaz qui en résulte est rouge, comme celui de l'acide nitreux; sa pesanteur spécifique est de 5,3933. Il s'évapore facilement; une seule goutte jetée dans un grand flacon suffit pour le remplir à l'instant même de vapeurs rutilantes. Sa tension n'a point encore été déterminée. Il n'est point conducteur de l'électricité; mais sa dissolution aqueuse la conduit bien. L'électricité de la pile décompose l'eau de cette dissolution, sans former, ni acide bromique, ni acide hydrobromique. Le gaz brome éteint la flamme d'une bougie, à laquelle il communique une couleur verdâtre avant de l'éteindre. Le brome se dissout un peu dans l'eau, et la chaleur n'augmente pas sensiblement sa solubilité. Le liquide qui en résulte est d'une couleur orangée, et se couvre de vapeurs rutilantes. L'alcool dissout un peu plus de brome que l'eau, et l'éther en dissout encore davantage. Sa dissolution est d'un rouge d'hyacinte; elle se décolore peu à peu, et contient alors de l'acide hydrobromique. Le brome blanchit et décolore les substances colorées végétales, tout comme le chlore. Il attaque les matières organiques en général, le bois, le liége, les résines, les huiles volatiles : dans ces circonstances, l'eau est décomposée, l'oxigène se porte sur la substance organique, et l'hydrogène forme avec le brome de l'acide hydrobromique. Le brome se combine avec l'amidon, qu'il colore en jaune. Il corrode la peau, qui jaunit, de ma-

Digitized by Google

nière à ne plus perdre cette teinte qu'au renouvellement de l'épiderme. Pris à l'intérieur, il produit des effets délétères.

Le brome se combine avec l'oxigène. On ne lui connaît encore qu'un seul degré d'oxidation, l'acide bromique. Ce n'est que dans l'état naissant des élémens que cette combinaison s'opère. J'en traiterai plus amplement à l'article des oxacides.

Le brome et l'hydrogène à l'état naissant se combinent également, et produisent l'acide hydrobromique, acide gazéiforme très-fort, dont je donnerai la description en traitant des hydracides.

On n'a point pu jusqu'à présent déterminer de combinaison du brome avec le nitrogène, quelque probabilité qu'il y ait en faveur de l'existence de ce composé.

Le brome et le soufre se combinent ensemble, lorsqu'on met le premier en contact avec le second pulvérisé. Le *bromure de soufre* est un liquide oléagineux, d'une couleur brune-foncée, fumant à l'air. Son odeur rappelle celle du chlorure sulfurique. L'eau froide n'agit que fort peu sur lui; mais, à + 10 degrés, la réaction est assez forte pour causer une petite explosion; il en résulte de l'acide sulfurique, du sulfide hydrique et de l'acide hydrobromique.

Le brome se combine avec le phosphore, en dégageant de la chaleur et de la lumière. On a produit deux combinaisons de ce genre :

1° Le *bromide phosphorique*, qui se forme lorsque le brome est en excès. Il est solide, jaune, fusible, et donne alors un liquide rouge, qui, en se solidifiant, cristallise en rhomboëdres. Chauffé plus fortement, il bout, et se sublime en aiguilles entrelacées. Il répand des fumées à l'air. Il se dissout dans l'eau avec dégagement de chaleur. La dissolution contient de l'acide phosphorique et de l'acide hydrobromique. Il est composé de cinq volumes de brome et d'un volume de phosphore.

2° Le *bromide phosphoreux* s'obtient en distillant

Digitized by Google

le précédent avec 0,3 de son poids de phosphore. C'est un liquide jaunâtre, qui ne se solidifie point, même à — 15 degrés; il est très-volatil, et fume à l'air. L'eau le décompose, avec dégagement de chaleur; il en résulte de l'acide phosphoreux et de l'acide hydrobromique. Il est donc composé de trois volumes de brome et d'un volume de phosphore. Il peut dissoudre une nouvelle quantité de phosphore, en restant liquide: c'est probablement là un *bromure phosphorique*.

Le brome se combine facilement avec le chlore, qu'il condense de son état gazeux. Le *chlorure bromique* est un liquide jaune-rougeâtre, moins foncé que le brome, d'une odeur vive et pénétrante, qui provoque le larmoiement, et d'une saveur extrêmement désagréable. Il est très-volatil. La couleur de ses vapeurs est jaune foncé, comme celle de l'oxide chloreux, mais non rutilante. Il se dissout facilement dans l'eau : la dissolution est d'un jaune foncé; elle a l'odeur et la saveur du chlorure bromique, et décolore subitement le papier de tournesol. Le chlorure bromique se combine avec les bases, en produisant un bromate, du bromure et du chlorure de cette même base.

Le brome a la plus grande analogie avec le chlore, de manière que la plus grande partie de ce qu'on sait de ce dernier peut lui être appliqué également. Ses affinités sont cependant bien plus faibles que celles du chlore, qui le déplace de presque toutes ses combinaisons. Mais, d'un autre côté, le brome est beaucoup plus fort que l'iode, dont nous allons parler.

Ce corps n'a encore été employé, ni dans les arts, ni en médecine.

7. DE L'IODE.

L'iode a été découvert, en 1811, par Courtois, fabricant de soude à Paris, qui l'a trouvé dans les eaux-mères de la soude obtenue par la combustion de plusieurs varecs, et connue dans le commerce sous le nom de soude de varec. Ses propriétés chimiques ont été

Digitized by Google

étudiées d'abord par Humphry Davy, et ensuite d'une manière bien plus complète par Gay-Lussac.

Jusqu'à présent on n'a rencontré l'iode que dans le règne organique. Il fait partie constituante de diverses plantes marines, notamment de plusieurs espèces de fucus et d'ulves, comme aussi de l'éponge, dans laquelle il est contenu, du moins en partie, à l'état d'iodure sodique, et dont la cendre ne l'offre que combiné avec le sodium (1). Pendant long-temps on l'a cherché en vain dans l'eau de la mer; mais on a fini par reconnaître qu'une petite quantité d'iodure sodique accompagne le chlorure sodique, comme j'ai dit qu'il arrivait au bromure magnésique, et cela, non-seulement dans l'eau de mer, mais encore dans les salines du continent, ainsi que dans l'eau de plusieurs sources. On l'a même rencontré, dans le règne minéral, combiné avec l'argent, à Albarradon, près de Zacatecas, au Mexique.

On obtient l'iode de la manière suivante. Après avoir enlevé les parties solubles de la soude de varec par le lavage, on évapore la liqueur jusqu'au point qu'elle puisse cristalliser, et par une série d'évaporations et cristallisations successives, on en retire d'abord des sels étrangers, puis du carbonate sodique. Il reste une eau-mère qui ne donne plus de cristaux. Cette eau contient de l'iodure sodique, mêlé avec du chlorure sodique (sel commun); du sulfate sodique, du carbonate sodique, du sulfate calcique et du sulfate potassique. On verse dedans de l'acide sulfurique concentré, et on la fait bouillir pendant quelque temps dans un vaisseau ouvert; il se dégage du gaz sulfide hydrique et de l'acide hydrochlorique. On introduit ensuite le mélange dans un vase distillatoire, en y ajoutant du suroxide manganique

(1) La cendre de ces plantes contient beaucoup moins d'iode, sur les bords de la mer Baltique, dont les eaux sont moins salées, ce qui a fait douter qu'il y existât. Cependant j'ai eu occasion de me convaincre de son existence en examinant les cendres des fucus des plages de Blekinge.

Digitized by Google

réduit en poudre très-fine, et on le fait chauffer de nouveau. L'iodure sodique se trouve décomposé par l'oxigène du suroxide, le sodium converti en soude, qui se combine avec l'acide sulfurique, et l'iode mis en liberté. A cette température, l'iode se volatilise, et remplit le vaisseau d'un gaz d'une belle teinte violette, qui se dépose sur les parties les moins chaudes, en cristaux d'un gris d'acier, ayant l'éclat métallique. Lorsqu'on voit que leur quantité n'augmente plus, on les enlève, on les presse dans du papier Joseph, afin de les sécher, et on les sublime de nouveau dans un vase plus petit et clos. C'est alors de l'iode pur.

On peut obtenir l'iode de l'eau-mère de la soude par un procédé moins compliqué, en versant dans cette eau de l'acide sulfurique, qui le précipite sous la forme d'une poudre d'un brun foncé; mais, en suivant cette méthode on en perd beaucoup, parce qu'il s'en dissout dans l'eau et qu'il s'en évapore par la dessiccation.

Serullas a indiqué une méthode pour précipiter l'iode de l'eau-mère des soudes de varec par le moyen du sulfate cuivrique. Mais comme le sel de cuivre ne l'entraîne pas tout entier, il conseille d'ajouter en même temps de la limaille de fer, qui détermine une précipitation complète, et dont on peut ensuite séparer l'iodure cuivreux par le lavage à grande eau. L'opération est beaucoup plus simple, quand, après avoir fait dissoudre ensemble une partie de sulfate cuivrique et deux parties et un quart de sulfate ferreux dans de l'eau, on verse de cette dissolution dans de l'eau-mère de varec jusqu'à ce qu'il cesse de s'y former un précipité. Ce précipité est l'iodure cuivreux, qui est presque tout blanc, et dont la production est accompagnée de celle d'un sulfate sodique et d'un sulfate ferrique dans la liqueur. C'est la conversion du sulfate ferreux en sulfate ferrique qui détermine ici la précipitation complète de l'iode, laquelle n'avait point lieu auparavant, parce que le cuivre du sulfate cuivrique décomposé ne peut se combiner qu'avec moitié de l'iode que son acide sulfurique et son oxi-

Digitized by Google

gène séparent de l'iodure sodique. On dessèche ensuite l'iodure cuivreux avec le plus grand soin; on le mêle avec un poids égal au sien de suroxide manganique sec, et on le distille dans une cornue, à un feu violent. D'abord il passe un peu d'eau, mais plus tard on obtient l'iode, que l'on reçoit dans un récipient sec. La cause du dégagement de l'iode est que le cuivre s'oxide aux dépens du suroxide manganique, de sorte qu'il reste dans la cornue un mélange des deux oxides. Ce mode de préparation de l'iode mérite surtout la préférence lorsque l'eau-mère contient fort peu de cette substance.

L'iode a une tendance marquée à prendre la forme cristalline, et il cristallise aussi bien par la voie sèche que par la voie humide. Ses cristaux paraissent être des octaèdres allongés, à base rhomboïdale. Les angles obtus du rhombe sont ordinairement remplacés par une facette, qui s'élargit au point de convertir les cristaux en tables quadrangulaires aplaties et obliques. Ces cristaux ont la même teinte de gris foncé et le même brillant métallique que le suroxide manganique.

Tel qu'on le trouve dans le commerce, l'iode est en petites écailles cristallines, auxquelles on ne peut point assigner de formes régulières. Lorsqu'il est humide, il se vaporise d'une manière très-sensible à l'air, et répand alors une odeur fort analogue à celle du chlore, mais qui a néanmoins un caractère tellement particulier que, même sous ce rapport, on peut distinguer aisément les deux substances l'une de l'autre. Mis sur la langue, il y fait naître une saveur âcre, analogue à son odeur, et qui persiste long-temps. Sa volatilité est bien moindre dans l'état de siccité. Il entre en fusion à + 107 degrés, et par le refroidissement il se prend en une masse d'aspect gras et à cassure lamelleuse, que l'on parvient aisément à pulvériser. A la température de + 175 à + 180 degrés, il entre en ébullition, et se convertit en gaz. Dans cet état, il a une très-belle couleur violette, tirant sur le pourpre, ce qui lui a valu le nom sous lequel Gay-Lussac a proposé de le désigner (de ἰωδὴς, *violette*). L'iode gazeux

Digitized by Google

est le plus pesant de tous les corps connus : sa pesanteur spécifique est de 8,716, d'après Dumas. Il se dépose en cristaux à la surface des corps froids.

L'iode se dissout en petite quantité dans l'eau pure, qui prend ainsi une odeur faible, avec une couleur rousse, mais n'acquiert point de saveur. La dissolution en contient à peine $\frac{1}{7000}$ de son poids. Quand l'eau est chargée d'un sel, principalement de chlorure ou de nitrate ammonique, elle dissout une quantité beaucoup plus considérable d'iode, et, suivant les expériences de Gay-Lussac, ce phénomène paraît ne pas dépendre de la décomposition des sels. L'eau chargée d'iode ne dégage point d'oxigène à la lumière solaire, et ne détruit pas les couleurs végétales; mais quand on la laisse exposée aux rayons du soleil, elle se décolore, après quoi elle contient de l'iodide hydrique et de l'acide iodique. Du reste, l'iode se comporte la plupart du temps comme le chlore, mais ses affinités sont beaucoup plus faibles.

Il se combine avec l'oxigène en deux proportions différentes, et produit ainsi l'*acide iodeux* et l'*acide iodique*, qui seront décrits à l'article des oxacides.

De sa combinaison avec l'hydrogène résulte un acide gazeux, appelé *acide hydriodique*, qui est un composé de gaz hydrogène et d'iode gazeux en proportions égales, et dont la description sera donnée à l'article des hydracides.

De l'iodide nitreux.

L'iode peut s'unir avec le nitrogène, et l'on obtient cette combinaison de la manière suivante. On verse de l'ammoniaque caustique sur de l'iode, et on laisse les deux substances en contact l'une avec l'autre pendant un quart-d'heure. L'ammoniaque se trouve décomposée par l'iode, de la même manière qu'elle l'est par le chlore. Une portion de l'iode s'unit à l'hydrogène, et forme de l'acide hydriodique, qui, en se saturant d'ammoniaque, produit de l'iodure ammonique : une autre portion d'iode se combine avec le nitrogène, au moment où celui-ci est

Digitized by Google

mis en liberté, et produit une poudre noire, insolable dans l'eau, qu'on recueille sur un filtre, et qu'on lave avec soin. Ce corps a, comme le chloride nitreux, la propriété de faire explosion; mais il est plus dangereux encore à manier, parce qu'il suffit de le toucher brusquement ou de le soumettre à la moindre pression dans l'eau, pour qu'il détonne, et que même il fasse spontanément explosion quand il est sec: ce phénomène est accompagné d'une lumière légère dans l'obscurité. Si l'on recueille les produits de la détonation, on trouve qu'ils consistent en iode et en gaz nitrogène, dont les proportions respectives sont, sous forme de gaz, celles de 3:1, c'est-à-dire parfaitement analogues à celles des deux corps qui entrent dans la composition du chloride nitreux. Quand on abandonne l'iodide nitreux humide à l'action de l'air, il se décompose peu à peu; du gaz nitrogène se dégage, et l'eau contient un mélange d'acides iodique et hydriodique. Il est également décomposé par l'eau bouillante, comme aussi par les dissolutions de potasse et de soude, et même par l'iodure ammonique neutre.

Iodure de soufre.

L'iode se combine avec le soufre quand on mêle ces deux corps l'un avec l'autre, et qu'on les fait chauffer légèrement. Après le refroidissement, la combinaison se présente sous l'aspect d'une masse cristalline, brillante et d'un gris d'acier. La meilleure manière de l'obtenir ayant un tissu cristallin, consiste d'après Henry jeune, à prendre quatre parties d'iode pour une de soufre. Lorsqu'on l'expose à une température un peu plus élevée que celle à laquelle elle se forme, ses principes constituans se désunissent, l'iode s'échappe à l'état de gaz, et le soufre reste seul.

Des iodides de phosphore.

L'iode se combine avec le phosphore en plusieurs proportions.

Iodure phosphoreux. Une partie de phosphore et

Digitized by Google

six à huit parties d'iode donnent un composé de couleur orangée, qui entre en fusion à + 100 degrés, et qui se sublime sans éprouver aucune altération. L'eau le dissout et le décompose sur-le-champ, avec production d'acides hydriodique et phosphoreux, qui se forment aux dépens de l'oxigène de l'eau, et du phosphore est mis à nu. Si l'on a pris moins de six parties d'iode pour une de phosphore, le phosphore qui se sépare est rouge, et à l'état, soit d'oxide, soit de la modification que lui fait éprouver la lumière du soleil.

Iodide phosphoreux. Une partie de phosphore, combinée avec douze parties d'iode, donne naissance à une masse cristalline d'un gris foncé, qui entre en fusion à + 29 degrés; l'eau la décompose promptement, avec formation d'acide hydriodique et d'acide phosphoreux.

Iodide phosphorique. Une partie de phosphore et vingt parties d'iode produisent une masse noire, qui se fond à + 46 degrés, et qui, lorsqu'on la dissout dans l'eau, se convertit en acides hydriodique et phosphorique. Si l'on a mis une proportion d'iode plus considérable encore, la dissolution a une couleur brune, due à de l'iode que l'acide hydriodique absorbe en excès.

Toutes ces combinaisons de l'iode avec le phosphore sont accompagnées d'un dégagement de chaleur, et la masse s'échauffe, sans s'enflammer, lorsque le phosphore n'est pas en même temps mis en contact avec l'air.

Du chlorure d'iode.

Si l'on fait passer un courant de chlore gazeux dans un vase contenant de l'iode, le gaz est absorbé sur-le-champ, et l'on obtient une combinaison liquide, incolore quand elle est parfaitement saturée, mais brune quand elle contient de l'iode en excès, et jaune lorsque c'est, au contraire, le chlore qui y domine. Elle est volatile, et on peut la distiller sans qu'elle se décompose. Sa saveur est acide, et elle rougit fortement le papier de tournesol. Elle devient humide à l'air, et se dissout dans l'eau, à laquelle elle communique une

Digitized by Google

teinte brune, si elle contient un excès d'iode. Dans cette opération, l'eau se décompose, et il se forme, à ce qu'il paraît, de l'acide hydrochlorique, avec un degré d'oxidation de l'iode que l'on ne connaît point encore à l'état d'isolement. Mais ces combinaisons ont peu de stabilité. Lorsqu'on évapore la liqueur, il se reforme du chlore, qui s'échappe, et de l'iode, qui reste libre dans le liquide, lequel détruit les couleurs végétales qu'on y plonge, et colore en brun-jaunâtre une dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique, ainsi que le fait le chlore.

On considère le chlorure d'iode saturé comme étant composé d'un volume d'iode et de deux volumes de chlore.

Des bromures d'iode.

L'iode se combine en deux proportions avec le brome.

1° *Bromure iodeux.* On l'obtient en traitant du brome par un excès d'iode. C'est un composé solide, qui, lorsqu'on le chauffe, donne des vapeurs d'un brun rougeâtre, dont la condensation produit des cristaux de même teinte, semblables à des feuilles de fougère.

2° *Bromure iodique.* Pour se le procurer, on suit le même procédé, mais c'est le brome qu'il faut mettre en excès. Ce corps est liquide, et d'une couleur très-foncée.

Les deux bromures sont solubles dans l'eau. La dissolution décolore le papier de tournesol, sans commencer par le rougir. Soumise à l'action décomposante de la pile, elle donne du brome au côté positif et de l'iode au côté négatif, sans qu'il se forme aucun oxacide ou hydracide de ces corps.

De l'action de l'iode sur les matières organiques.

L'iode a une grande affinité pour diverses matières organiques, avec lesquelles il se combine sans les décomposer. Tels sont, par exemple, le sucre, la gomme, l'amidon, les huiles essentielles, surtout celle de térébenthine, etc. Je reviendra là-dessus quand je donnerai

Digitized by Google

la description de ces substances. L'iode teint la peau en brun, mais cette couleur ne tarde pas à s'effacer. Il brunit aussi le papier, le linge et le bois, mais ici la teinte est permanente, et, de plus, le papier et le linge deviennent cassans. L'alcool et l'éther le dissolvent.

Parmi ces combinaisons avec des matières organiques, il s'en trouve une tellement caractéristique, qu'elle sert pour découvrir l'iode quand il est en si petite quantité qu'on ne saurait constater sa présence par d'autres moyens. C'est celle avec l'amidon. Si l'on mêle de l'amidon avec un liquide contenant de l'iode à l'état de liberté, l'amidon s'unit avec ce dernier, et acquiert ainsi une teinte rougeâtre, brun-rougeâtre ou même noire, suivant la quantité d'iode qu'il a absorbée. Lorsqu'ensuite on dissout ce composé dans un alcali, et qu'on le précipite par un acide, il devient blanc.

Il y a trois manières d'employer l'amidon comme réactif :

1° On mêle de l'amidon avec la liqueur qu'on a rendue acide par l'addition d'un peu d'acide hydrochlorique, afin de dégager l'iode de toute combinaison dans laquelle il pourrait se trouver, et on laisse le mélange tranquille dans un vase clos; peu à peu l'amidon se colore. Stromeyer, qui nous a le premier appris à nous servir de l'amidon comme réactif capable de faire reconnaître l'iode, prétend qu'on peut, par ce procédé, découvrir sa présence dans un liquide qui n'en contient que $\frac{1}{450000}$ en dissolution.

2° On mêle le liquide avec de l'acide nitrique, dans un flacon où l'on suspend, au-dessus de la surface du liquide, un papier humide saupoudré d'un peu d'amidon; après quoi on bouche le flacon, et on le laisse en repos pendant quelques heures. Si la liqueur contient de l'iode, l'amidon s'en trouve coloré. Baup, qui a le premier indiqué cette épreuve, a reconnu qu'elle met l'iode en évidence dans une liqueur qui n'en contient que la millionième partie de son poids. Cette seconde méthode a un autre avantage, c'est que l'amidon ne peut être

Digitized by Google

coloré que par l'iode, tandis que, quand on le mêle avec la liqueur, il peut l'être aussi par d'autres matières que l'acide précipite; ainsi, par exemple, l'acide nitrique versé dans l'eau-mère de diverses espèces de soude, en précipite au bout de quelque temps du bleu de Prusse, qui, mêlé avec l'amidon, peut induire en erreur.

3° Comme le chlore, quand il existe, donne très-facilement naissance à du chlorure d'iode, Balard conseille, en pareil cas, de verser un peu d'acide sulfurique dans la liqueur qu'on veut examiner, et d'y faire dissoudre de l'amidon par l'ébullition. On la renferme ensuite dans un flacon, et l'on verse dessus de l'eau de chlore, avec la précaution que les liqueurs ne se mêlent point ensemble. Si la liqueur chargée d'amidon contient de l'iode, au bout de quelques instans elle prend une teinte bleuâtre à la surface de contact avec l'eau de chlore.

L'iode est devenu depuis peu un des plus héroïques moyens de l'art de guérir. Coindet a découvert qu'il jouit d'une vertu spécifique contre le goître, et qu'en général, employé tant à l'extérieur qu'à l'intérieur, il active l'absorption dans le système glandulaire et diminue le volume des glandes. Orfila a trouvé que, pris intérieurement à fortes doses, il produit un véritable empoisonnement.

8. DU FLUOR.

Nous appelons *fluor* un corps que nous n'avons point encore pu isoler, et qui, dans l'acide fluorique des anciens chimistes, est combiné avec de l'hydrogène. Le fluor se trouve dans le règne minéral assez fréquemment combiné avec du calcium; on nomme cette combinaison spath-fluor ou chaux fluatée: plus rarement on le trouve combiné avec du fer, du cérium, de l'yttrium, de l'aluminium, du magnésium et du sodium. Un très-grand nombre de minéraux en contiennent des petites quantités, par exemple, le mica, l'amphibole, la paranthine, presque tous les phosphates, etc. On en rencontre même des traces dans l'émail des dents et dans les os des animaux.

Digitized by Google

Le fluor est de tous les corps celui qui jouit des affinités les plus fortes. Aucun des réactifs que nous avons pu employer pour l'isoler n'a réussi jusqu'à présent. Il se combine avec les substances les plus réfractaires, telles que la silice et le verre, déplace l'oxigène qu'elles contiennent, et s'unit avec leurs radicaux. Il se combine, à toutes les températures, avec le platine, l'or et l'argent, de manière que, quand bien même on réussirait à l'isoler, aucun vase ne serait capable de le retenir, puisqu'il se combinerait de suite avec la substance dont ce vase serait fait.

Ampère, qui le premier envisagea l'acide fluorique comme un hydracide, proposa pour le radical de cet acide le nom de *phthore*, du grec φθόρος, *destruction*, par allusion à ses propriétés corrosives.

Humphry Davy a fait plusieurs tentatives pour l'isoler. Il a exposé, dans un vase de verre, du fluorure argentique à l'action du chlore gazeux. Le chlore se combina avec l'argent; mais le fluor fut absorbé par le verre, et remplacé par du gaz oxigène, qu'il avait séparé de la silice et de la soude du verre. Lorsque Davy tenta cette même expérience dans un vase de platine, le métal se couvrit de fluorure platinique. Il imagina ensuite de faire faire des vaisseaux de spath-fluor (fluorure calcique) pour renfermer le fluor qu'il espérait dégager du fluoride de phosphore, en le faisant brûler dans du gaz oxigène sec; mais j'ignore s'il a donné suite à ce projet.

Aucune combinaison du fluor avec l'oxigène n'est connue. On dirait que ces deux corps sont tous deux trop électronégatifs pour avoir de l'affinité l'un pour l'autre.

Avec l'hydrogène, le fluor donne un hydracide très-fort, l'acide hydrofluorique, dont j'aurai occasion de faire la description parmi les hydracides.

On ne connaît aucun fluorure de nitrogène.

Le fluor se combine avec le soufre et le phosphore. On obtient ces combinaisons en distillant du fluorure plombique ou mercurique avec du soufre ou du phos-

Digitized by Google

phore, dans des vaisseaux de platine. Il en résulte un sulfure ou phosphure du métal, et un fluorure de soufre ou de phosphore, qui se volatilise. D'après Davy, qui le premier a produit ces combinaisons, elles sont liquides et fumantes. Le fluorure de phosphore est susceptible de prendre feu et de brûler. On présume qu'il se produit alors de l'acide phosphorique et du fluorure gazeux, qui se répand dans l'air. L'eau le décompose en acide phosphoreux et en acide hydrofluorique; c'est donc un *fluoride phosphoreux*.

Le fluor produit quelques combinaisons utiles dans les arts.

CONSIDÉRATIONS GÉNÉRALES SUR LE CHLORE, LE BROME, L'IODE ET LE FLUOR.

Nous avons vu que le chlore, le brome, l'iode et le fluor forment une classe tout-à-fait à part, et qu'ils sont doués de propriétés qui les distinguent des autres métalloïdes. En effet,

1° Ils ont la faculté de déployer avec une grande énergie leurs affinités pour la plupart des corps à la température ordinaire de l'air, tandis que les autres métalloïdes ne le font qu'à des températures plus élevées.

2° Leurs combinaisons avec l'hydrogène ne sont pas seulement des acides, mais appartiennent à la série des acides les plus puissans que nous ayons à employer en chimie; et, sous ce rapport, elles marchent de pair à tous égards avec les plus forts acides dans lesquels l'oxigène entre comme principe constituant. Le soufre produit bien aussi un acide avec l'hydrogène; mais les propriétés acides de cette combinaison sont si peu prononcées, qu'on les a mises en doute pendant long-temps. Les acides que le chlore et l'iode forment avec l'oxigène sont plus faibles que ceux auxquels ces corps donnent naissance en s'unissant avec l'hydrogène; l'acide sulfurique est, au contraire, le plus fort de tous les acides.

Digitized by Google

3° Quand ils s'unissent avec un métal, il résulte de là un sel. La combinaison du chlore avec le métal appelé sodium est notre sel de cuisine, dont le nom générique de sel a été appliqué avec le temps à une série entière de corps analogues. J'ai dit, en décrivant les combinaisons de l'oxigène avec les corps combustibles, que les oxides auxquels il donne lieu en s'unissant aux métaux électropositifs, portent la dénomination de bases salifiables, que ceux qui naissent de son union avec les métaux électronégatifs ont reçu celle d'acides, et que de la combinaison d'un acide avec une base salifiable, il résulte également un sel. Par exemple, la combinaison du soufre, de l'oxigène et du fer, a une si complète analogie avec celle du chlore et du fer, que quand la forme cristalline se trouve détruite, il est impossible de les distinguer l'une de l'autre par leurs caractères extérieurs, et qu'il faut avoir recours à l'analyse chimique pour y parvenir. Quand le soufre s'unit avec un métal, il résulte de là un corps qui ne ressemble point à un sel, et les sulfures métalliques électropositifs, en s'unissant avec les sulfures métalliques électronégatifs, produisent des corps salins, absolument comme font les bases salifiables en se combinant avec les acides. Le nitrogène est presque entièrement privé de la propriété de s'unir avec les métaux, et le phosphore n'en jouit qu'à un degré très-faible.

Cette propriété qu'ont le chlore, le brome, l'iode et le fluor, de donner des sels avec les métaux, sans la coopération de l'oxigène, constitue leur caractère principal. Mais elle n'appartient pas exclusivement à ces quatre corps; quelques composés la partagent avec eux: tel est, par exemple, celui des nitrures de carbone que je décrirai plus loin sous le nom de *cyanogène*. Afin de pouvoir comprendre dans une appellation commune toute la classe des corps simples et composés qui donnent des sels avec les métaux sans le concours de l'oxigène, je les appellerai *corps halogènes* (*formateurs de sels*, *corpora halogenia*, de ἅλς, *sel*, et γεννάω, *j'en-*

Digitized by Google

gendre), et je nommerai les sels eux-mêmes *sels haloïdes*. Si nous poursuivons plus loin l'exemple précité du sulfate ferreux et du chlorure ferreux, nous trouvons le métal combiné, dans le dernier, avec du chlore, dans le premier, avec du soufre et de l'oxigène : or, en considérant le soufre et l'oxigène comme unis ensemble, nous arrivons à l'idée d'un corps halogène composé, dans lequel entre comme élément, non-seulement l'oxigène de l'acide sulfurique, mais encore celui qui appartenait à l'oxide ferreux avant la combinaison; et il ne serait pas difficile, ainsi que je le développerai d'une manière plus ample quand je tracerai l'histoire des sels en général, de considérer tous les sels comme étant des combinaisons d'un métal avec un corps halogène simple ou composé, si l'on pouvait jamais parvenir à isoler les corps halogènes composés qui résulteraient de l'union de l'acide avec l'oxigène de la base. C'est à cause de cette circonstance qu'on a regardé pendant long-temps le chlore comme un de ces corps composés d'un radical inconnu (*muria*, *muriaticum*) et de deux proportions d'oxigène, dont l'une le convertissait en un acide, l'acide hydrochlorique, alors appelé *muriatique*, et dont l'autre, qu'on croyait être la moitié de la précédente, suffisait précisément pour oxider et convertir en base salifiable le métal avec lequel le chlore se combinait. Scheele, qui a découvert le chlore, l'envisageait déjà sous ce point de vue, et le désignait sous le nom d'*acide marin déphlogistiqué*, que les partisans de la chimie dite antiphlogistique traduisirent par celui d'*acide muriatique oxigéné*, et auquel je substituai ensuite celui d'*hyperoxidule muriatique*, parce que le nom d'*acide oximuriatique* tombait en partage au chlore, dans l'esprit de cette théorie. Les phénomènes que le chlore et les corps halogènes simples produisent avec d'autres corps sont tels, qu'on peut tout aussi bien les expliquer en adoptant cette théorie qu'en suivant celle d'après laquelle le chlore est considéré comme un corps simple; et la grande analogie qu'on remarque entre les sels ré-

Digitized by Google

sultans de l'union des métaux avec le chlore et ceux qui naissent de la combinaison des oxibases avec les oxacides, fut le motif qui m'engagea pendant longtemps à regarder comme plus probable, par conséquent, à défendre les anciennes vues, suivant lesquelles le chlore est un corps oxidé. Cependant la circonstance qu'on n'est jamais parvenu à retirer de l'oxigène, soit du chlore lui-même, soit d'aucun muriate sec, jointe à la manière dont le carbone se comporte avec le chlore, et dont il sera parlé plus loin, paraissait démontrer qu'on ne doit point considérer ce dernier comme un corps contenant de l'oxigène; et depuis qu'on a découvert des sels formés par l'union des métaux avec un corps halogène composé, des sels dans lesquels l'absence de l'oxigène est hors de doute, il n'y avait plus le moindre motif de demeurer fidèle à l'ancienne théorie, c'est-à-dire de ranger le chlore parmi les corps oxigénés. Gay-Lussac et Thénard furent les premiers qui démontrèrent qu'on est tout aussi fondé, sinon même plus, à le considérer comme un corps simple que comme un corps composé; mais ils laissèrent le choix libre entre les deux opinions, et ce fut Davy qui, conduit aux mêmes vues par ses expériences, établit la théorie actuelle, comme étant la seule exacte. Je développerai plus amplement l'ancienne, qui est abandonnée aujourd'hui, lorsque j'en serai à l'histoire des sels haloïdes.

9. DU CARBONE.

Le carbone parfaitement pur est rare dans la nature, et l'art n'a aucun moyen de le préparer tel. On le trouve en grande quantité dans le règne minéral, combiné avec d'autres corps, et il est un des principes les plus abondans dans les parties solides, tant des animaux que des végétaux. Dans son état de pureté parfaite, il constitue une pierre précieuse, le *diamant*.

Les diamans se rencontrent dans plusieurs contrées des deux Indes, principalement dans le royaume de Golconde, dans celui de Visapour, et au Brésil. La plu-

Digitized by Google

part du temps, ils sont couverts d'une croûte opaque, et cristallisés, tantôt en octaëdres réguliers, tantôt en petits solides formés par la réunion de quarante-huit faces triangulaires et convexes. Après qu'on les a dépouillés de leur croûte naturelle, ils sont d'une transparence parfaite. Ils sont le plus ordinairement sans couleur, mais quelquefois aussi jaunâtres, d'un jaune citrin, d'un brun clair, parfois roses, verts ou bleus (même d'un brun foncé et noir). Ce sont les plus durs de tous les corps connus : l'acier le mieux trempé ne les raie point (1). Leur pesanteur spécifique est de 3,50 à 3,53. Ils réfractent la lumière plus que ne fait aucun autre corps transparent, et comme cette propriété appartient à beaucoup de corps combustibles, elle suffit à Newton pour soupçonner la combustibilité du diamant. En 1694, l'Académie de Florence, à l'instigation du grand-duc Cosme III, exposa au foyer d'un grand miroir ardent des diamans, qui s'y consumèrent peu à peu. L'expérience ayant été répétée, soit dans des vaisseaux clos, soit à feu nu, on trouva que le diamant était détruit réellement par la combustion; Macquer découvrit même, en 1771, qu'il brûle avec une petite flamme; enfin, Lavoisier prouva que, quand sa combustion a lieu dans le gaz oxigène, celui-ci se convertit en acide carbonique.

Le diamant est, comme tout carbone, parfaitement fixe, et n'éprouve aucun changement sous l'influence de la plus forte chaleur qui nous soit connue, lorsqu'on le calcine dans des vaisseaux clos, bien garnis de charbon

(1) On a cru la croûte du diamant plus dure que son intérieur, parce qu'on se sert de diamans bruts pour couper le verre, et que les diamans taillés sont impropres à cet usage, ne faisant que rayer le verre. Mais Wollaston a prouvé dernièrement que cette différence vient de ce que les angles des diamans bruts sont formés par des surfaces convexes. Un rubis, taillé de manière à ce que ses faces fussent circonscrites par des lignes courbes, coupe également le verre, mais ne tarde pas à s'émousser.

Digitized by Google

pulvérisé, ou dans des gaz qui ne contiennent point d'oxigène. Il brûle dans l'air atmosphérique et dans le gaz oxigène, mais exige pour cela une température bien plus élevée que le charbon ordinaire de bois, et ne développe pas en brûlant autant de chaleur qu'il en faut pour entretenir sa combustion. C'est pourquoi, à l'air, il s'éteint en peu d'instans, après qu'on l'a retiré du feu ou du foyer du miroir ardent. Dans le gaz oxigène, au contraire, il continue à brûler, même lorsqu'il ne se trouve plus au foyer, et il ne laisse pas de résidu, si le gaz oxigène est en quantité suffisante. On remarque en même temps une légère turgescence à sa surface. Le produit de la combustion est de l'acide carbonique, et le volume de l'air ou du gaz oxigène n'éprouve pas le moindre changement, lorsque la combustion a lieu sur du mercure.

Après le diamant, les espèces de charbon les plus remarquables et les plus pures sont :

1° La *mine de plomb*, ou *graphite*, masse d'un gris plombé, avec laquelle on fait les crayons ordinaires. C'est un minéral particulier qui se rencontre par couches dans les montagnes de formation primitive, principalement dans le granite, le mica et le schiste, ainsi que dans le calcaire primitif, et qu'on trouve en plusieurs contrées de la terre. Le plus pur que l'on connaisse jusqu'à présent vient d'Angleterre, où on l'exploite à Borrowdale, dans le Cumberland. Comme il laisse presque toujours, après sa combustion, une cendre qui contient beaucoup de fer, et qu'il s'en dépose tant dans l'intérieur qu'à la surface de la fonte carbonée, on a pensé pendant long-temps que c'était une combinaison de charbon avec environ 0,05 de fer; mais des recherches faites depuis, principalement par Karsten, ont mis hors de doute qu'il constitue tout simplement une forme particulière de carbone, et que les substances étrangères dont on le trouve accompagné n'y sont que par accident. On connaît maintenant du graphite naturel qui laisse à peine des traces de cendres

Digitized by Google

quand on le brûle. Tel est, par exemple, celui de Barreros, au Brésil. On le rencontre quelquefois, dans la nature, cristallisé en tables à six pans.

2° L'*anthracite*, autre espèce de charbon fossile, qui ressemble au charbon de terre, mais qui en diffère, parce que, quand on le chauffe jusqu'au degré convenable, il brûle sans flamme, ni odeur, ni fumée.

3° Le *coak*. On appelle ainsi, en Angleterre, la masse charbonneuse qui reste après que, par le moyen de la chaleur, on a débarrassé le charbon de terre de toutes les parties volatiles qu'il contenait. C'est une substance spongieuse, d'un noir ferrugineux, jouissant presque de l'éclat métallique, qui ne brûle pas du tout quand elle est en petits morceaux, mais qui, lorsqu'elle se trouve en masses considérables, brûle en répandant le plus fort degré de chaleur qu'on puisse produire en grand.

4° Le *charbon de bois*. On l'obtient des plantes, principalement du bois, en les dépouillant, à l'aide de la chaleur, et par diverses opérations qu'on appelle *carbonisation*, de toutes les matières volatiles qui y sont contenues; le charbon, qui est le plus abondant des principes constituans du bois, reste sous la forme de ce dernier, et percé d'une innombrable quantité de pores provenant des vides laissés par les substances qui se sont volatilisées. Le charbon de bois dur est pesant et solide; celui de bois mou, léger et plus friable. La faculté échauffante du charbon qui brûle est en raison directe de sa densité.

5° Le *charbon animal*. Il ressemble au précédent, mais conserve rarement la forme du corps brûlé. Ordinairement il entre en fusion pendant la carbonisation, et les substances qui s'échappent déterminent une sorte d'ébullition, dont l'effet est de le creuser d'un grand nombre de vastes cellules. Du reste, il a souvent un brillant métallique, comme le coak, et en général le charbon provenant de corps qui se ramollissent ou se fondent avant de se carboniser, est d'un gris plombé et

Digitized by Google

brillant, comme la mine de plomb; ce qui a déterminé quelques chimistes à le désigner sous le nom de *charbon métallique.*

Dans les appareils pour l'éclairage par le gaz, où une huile empyreumatique poisseuse retombe du tuyau de conduite ascendant dans la cornue échauffée, les gouttes se charbonnent en tombant les unes sur les autres. De là résulte une végétation de charbon pur, gris, beaucoup plus dur que le graphite, et tout-à-fait semblable à un métal, dont il a le brillant. Gay-Lussac a décrit un de ces charbons qui présentait des ramifications, et qui s'était déposé dans le tuyau d'un poêle d'appartement.

Le charbon noir le plus exempt de tout mélange étranger que l'on puisse obtenir, est celui qui se forme en faisant bien rougir du noir de fumée ou de la suie dans un vase clos. On se procure aussi du charbon très-pur, en faisant passer des vapeurs d'huiles volatiles à travers un tube de porcelaine rougi au feu; l'huile se décompose, et laisse beaucoup de charbon dans le tube. Les subtances végétales qui ne laissent point de cendre en brûlant, comme le sucre, par exemple, donnent également un charbon pur, quand on les soumet à la distillation sèche.

La grande différence qui existe entre ces diverses sortes de charbon et le diamant a fait naître le désir de chercher quelle peut en être la cause. Biot et Arrago ont conclu, de leurs expériences sur la force réfringente du diamant, qu'il peut contenir environ 1/5 de son poids d'hydrogène; mais Guyton et surtout Davy ont prouvé que cette conjecture est sans fondement, et Davy, qui a fait une série fort intéressante de recherches à ce sujet, croit que la différence entre le diamant et notre charbon noir ordinaire doit être attribuée uniquement à la forme d'agrégation et à l'état cristallin du premier. Cependant il a prouvé, par des recherches d'une grande exactitude, que si le diamant qui brûle ne donne pas autre chose que du gaz acide carbonique

Digitized by Google

pur, le charbon noir pur, avec quelque soin qu'on l'ait fait rougir, produit toujours des traces d'eau pendant sa combustion; ce qui semble indiquer qu'il contient une petite quantité d'hydrogène à l'état de combinaison chimique.

Le charbon, tant celui de bois que toute autre espèce quelconque, est absolument réfractaire et infusible au feu; ni la chaleur du foyer d'un miroir ardent, ni la décharge de la pile électrique, ni le chalumeau de gaz détonnant ne peuvent le faire entrer en fusion. Silliman a bien prétendu être parvenu, en déchargeant le déflagrateur de Hare entre des pointes de charbon, à obtenir des petits globules de charbon fondu qui ressemblaient à du graphite; mais il paraît résulter des expériences qu'il a faites depuis, que ces globules étaient tout simplement du verre, ou des scories de la cendre qui reste après la combustion du charbon, et qui entrait en fusion à cette haute température; car il les obtint souvent colorés en vert ou en bleuâtre, et même tout-à-fait incolores.

Les qualités du charbon de bois changent à une très-haute température, et ce corps y acquiert de plus en plus l'aspect et le brillant métalliques du charbon provenant de matières organiques fondues. Dans son état ordinaire, il est un des plus mauvais conducteurs de la chaleur que l'on connaisse, mais cette propriété diminue quand il a été fortement chauffé. Les charbons, par exemple, qui tombent dans la forme des hauts-fourneaux, et qui par conséquent ont eu à supporter toute la chaleur qu'on emploie pour réduire et fondre le fer, s'éteignent sur-le-champ : après le refroidissement, ils sont pesans, denses, et si bons conducteurs du calorique, qu'on ne peut pas y toucher à plusieurs pouces de distance des points où ils brûlent encore. C'est pour cette raison qu'on a tant de peine à les allumer, car ils ne commencent à brûler sur un point, que quand leur masse entière est arrivée presque à la même température. L'action d'une température élevée fait donc

Digitized by Google

acquérir une pesanteur spécifique plus considérable au charbon de bois, augmente sa faculté conductrice de la chaleur, et le rend moins facile à enflammer. Au contraire, le charbon, dans quelque état qu'il soit, est assez bon conducteur de l'électricité; le diamant, toutefois, non-seulement ne l'est pas, mais encore peut, comme le soufre, s'électriser par le frottement.

Le charbon se distingue par deux phénomènes extraordinaires, savoir: par la faculté qu'il a de précipiter divers corps dissous dans des liquides, et de se combiner avec eux; par celle aussi d'admettre et de condenser dans ses pores des quantités considérables de tous les gaz au contact desquels il se trouve exposé. De ces deux propriétés, la première est un phénomène chimique, et la seconde, suivant toutes les apparences, un phénomène mécanique, n'appartenant qu'au charbon de bois. Je vais les examiner toutes deux avant de décrire les combinaisons du carbone avec les corps simples.

1° *De la propriété qu'a le charbon de séparer certaines matières des liquides qui les tiennent dissoutes.* Cette propriété fut aperçue pour la première fois à Pétersbourg par Lowitz. Depuis, on en a fait aux arts une application qui prend chaque jour un nouveau développement. Les principales recherches qu'elle ait fait naître sont celles toutes récentes de Bussy, et en partie aussi celles de Payen et Desfosses. Le charbon l'acquiert quand on le brûle dans des vaisseaux clos: mais elle n'appartient pas à tous les charbons indistinctement. Ainsi, par exemple, le charbon, d'un brillant métallique, qu'on retire de matières qui entrent en fusion avant de se carboniser, ne la possède pas, quelque finement pulvérisé qu'il puisse être. Quoiqu'elle soit très-prononcée dans le charbon de bois, elle s'y développe à un bien plus haut degré encore lorsqu'on le brûle avec un réactif chimique, sous l'influence duquel il subit une division plus grande. Le plus actif de tous les charbons est celui des matières animales, par exemple, du sang desséché, des poils, de la corne,

Digitized by Google

des sabots, etc., qu'on brûle avec du carbonate potassique, et qu'on laisse ensuite dans l'eau. La division extrême qu'il éprouve dans cette opération tient à ce que le nitrogène contenu dans les matières animales se combine avec une partie du charbon, et se trouve enchaîné dans cette combinaison par la potasse, à laquelle on donne, en cet état, le nom de *lessive du sang*, comme on a coutume de désigner le charbon qui reste sous celui de *charbon de lessive du sang*. Ce charbon est réduit en molécules aussi ténues que possible. Un autre moins efficace, quoiqu'il le soit plus que celui de bois, est celui que l'on obtient en brûlant des os dans un appareil distillatoire, jusqu'à ce que tout ce qu'ils contiennent de volatil soit dissipé. On l'appelle *noir d'ivoire*, et il est mêlé d'une quantité considérable de phosphate calcique, qui l'atténue. On peut le débarrasser de ce sel par le moyen de l'acide hydrochlorique; mais alors son efficacité, sans disparaître tout-à-fait, diminue un peu. Les matières végétales donnent un très-bon charbon, lorsque, avant de les carboniser, on a soin de les bien diviser, et de les mêler avec la poudre de pierre ponce, de craie, de pierre à fusil, d'os calcinés ou autres semblables. Diverses espèces de lignite ou de charbon de terre, bien carbonisées dans des vases clos, donnent un charbon supérieur à celui du bois; et l'on a trouvé qu'en réduisant 100 parties d'argile avec de l'eau en une bouillie avec laquelle on brasse 20 parties de goudron et 500 de charbon de terre finement pulvérisé, faisant sécher cette masse, et la brûlant à l'abri du contact de l'air, on obtenait un charbon qui se rapprochait presque du noir d'ivoire pour la qualité.

On n'a point encore examiné avec tout le soin nécessaire quelles sont les substances que le charbon sépare de leur dissolution dans l'eau, et quelles sont celles qu'il ne précipite point. Il paraît, d'après les observations recueillies jusqu'à ce jour, qu'il agit seulement sur les combinaisons d'origine organique, principalement sur les substances colorantes et odorantes, telles que le bois

Digitized by Google

de Fernambouc, la cochenille, le tournesol, l'indigo (dissous dans l'acide sulfurique), la couleur rouge du vin, la couleur brune qui teint les dissolutions du salpêtre, du sucre et de l'acide succinique, les effluves fétides des corps en putréfaction, les huiles empyreumatiques, celle de l'eau-de-vie de grain, et diverses huiles volatiles végétales. Pour séparer ces corps de leur dissolution, on mêle celle-ci avec le charbon, et on laisse le tout en repos pendant quelque temps. Très-souvent l'effet se produit sur-le-champ; on enlève ensuite, à l'aide d'un tamis, le charbon qui retient combiné chimiquement avec lui le principe colorant ou odorant, qu'on peut ensuite retirer au moyen d'autres corps doués d'une affinité pour lui supérieure à celle dont jouit le charbon. Quand on neutralise une dissolution d'indigo dans l'acide sulfurique avec de la chaux, qu'on filtre la liqueur bleue, et qu'on la mêle avec du charbon, elle perd sa couleur; si, le liquide incolore étant éclairci, on verse une dissolution d'alcali sur le charbon, la couleur est entraînée de nouveau, et la liqueur redevient bleue : qu'on vienne alors à saturer exactement l'alcali avec un acide, la couleur est reprise par le charbon, et la liqueur se décolore une seconde fois.

Le charbon qui a déjà servi perd par cela même sa propriété, et la combustion ne la lui restitue point, parce que les matières avec lesquelles il s'était uni le convertissent en charbon à brillant métallique par l'action du feu. Mais il la recouvre quand préalablement on le mêle avec des matières inorganiques étrangères, principalement avec de la potasse, et qu'on le lave ensuite pour enlever l'alcali. On tire parti de cette propriété du charbon dans une foule de circonstances, principalement dans les opérations techniques en grand, par exemple, pour décolorer les dissolutions de sucre dans les raffineries de cette denrée, pour débarrasser l'eau-de-vie de grain de sa saveur empyreumatique.

Buesy a tracé le tableau suivant de l'efficacité des divers charbons. Ces substances y sont comparées avec

Digitized by Google

le noir d'ivoire, comme étant l'espèce la plus faible de toutes, quoiqu'elle soit supérieure de plusieurs degrés au meilleur charbon de bois.

ESPÈCE DE CHARBON; QUANTITÉ DE 1 GRAMME A 18 GRAINS 1/2.	Décolore une dissolution d'indigo, qui contient $\frac{1}{100}$ de son poids d'indigo par litre (1).	Décolore un sirop composé d'une partie de sucre brut, et de vingt parties d'eau par litre.	Décoloration relative de l'indigo.	Décoloration relative du sirop.
Sang brûlé avec du carbonate potassique.	1,6	0,18	50	20
Sang brûlé avec de la craie.....	0,57	0,10	18	11
Sang brûlé avec du phosphate calcique.	0,38	0,09	12	10
Colle brûlée avec du carbonate potassiq^{e}.	1,15	0,14	36	15,5
Blanc-d'œuf brûlé avec la même substance.....	1,08	0,14	34	15,5
Gluten brûlé avec la même substance..	0,34	0,08	10,6	8,8
Charbon d'acétate potassique.....	0,18	0,04	5,6	4,4
Charbon de carbonate sodique.....	0,38	0,08	12	8,8
Noir de fumée non brûlé.....	0,128	0,03	4	3,3
Noir de fumée brûlé avec du carbonate potassique.....	0,55	0,09	15,2	10,6
Charbon d'os, après l'extraction de la terre des os par l'acide et la combustion avec la potasse.....	1,45	0,18	45	20
Charbon d'os traité par l'acide.....	0,06	0,015	1,87	1,6
Huile brûlée avec le phosphate calcique.	0,064	0,017	2	1,9
Cendre d'os (noir d'os tiré d'une fabrique de sel ammoniac).....	0,032	0,009	1	1

Cette table fait voir que l'efficacité relative du charbon n'est pas la même pour toutes les substances.

On met à profit cette propriété pour rendre potable une eau corrompue et de mauvaise qualité.

(1) Pour faire ces expériences on a mis un gramme de charbon dans un petit matras de verre, et versé dessus peu à peu, par petites quantités à la fois, la liqueur tiède qu'on voulait examiner; puis on a bien agité le mélange, et l'on a continué de même jusqu'à ce que la couleur cessât de disparaître.

Digitized by Google

Quand on conserve de l'eau mêlée avec de la poudre de charbon, elle ne se putréfie pas, ou du moins ne le fait que fort rarement. C'est pourquoi on se sert aujourd'hui, avec un grand avantage, pour conserver l'eau sur mer, de tonneaux qui ont été bien charbonnés en dedans avant d'être reliés. Cette heureuse découverte est due à Berthollet. Ici le charbon semble plutôt prévenir la putréfaction, ou l'arrêter, que rétablir peu à peu, dans sa pureté primitive, ce qui se trouve déjà gâté.

Cette propriété qu'a le charbon d'absorber diverses substances formées par la putréfaction, permet de l'employer avec avantage pour prévenir la putréfaction des matières organiques. On a, par exemple, enfermé de la viande dans des vaisseaux bien clos, entre deux couches épaisses de charbon pulvérisé, et on l'a laissée, dans cet état, pendant plusieurs mois, à une température de + 10 degrés; lorsqu'on la retira, on la trouva parfaitement saine, et ce fut seulement après plusieurs jours d'exposition à l'air, qu'elle commença à se putréfier. On utilise fréquemment cette propriété du charbon, dans l'économie domestique, pour la conservation des substances animales.

2° *De la propriété qu'ont le charbon de bois, et les corps poreux en général, de condenser jusqu'à un certain degré les gaz dans leurs pores.*

Lorsqu'on laisse refroidir du charbon en ignition dans un vase hermétiquement fermé, ou qu'on le plonge dans du mercure, tandis qu'il est rouge encore, il acquiert la propriété d'absorber le gaz dans lequel on l'introduit ensuite, et ordinairement d'en condenser plusieurs fois son volume. Cette propriété, découverte par Fontana, fut constatée ensuite par Rouppe, Morozzo et Norden; mais il n'y a pas long-temps que Saussure en a trouvé la cause.

Saussure fit ses expériences sur du charbon de bois de buis, qu'il éteignit sous du mercure, après l'avoir fait fortement rougir; plongé ensuite dans divers gaz à + 12 degrés, et sous une pression de 26,895, ce char-

Digitized by Google

bon en absorbait autant de fois son propre poids que l'indiquent les nombres placés à la suite du nom de ces gaz, savoir : l'ammoniaque gazeuse 90; le gaz acide hydrochlorique, 85; le gaz acide sulfureux, 65; le gaz sulfide hydrique, 55; le gaz oxide nitreux, 40; le gaz acide carbonique, 35; le gaz carbure tétrahydrique, 35; le gaz oxide carbonique, 9, 42; le gaz oxigène, 9, 25; le gaz nitrogène, 7, 5; le gaz hydrogène, 1, 75. Il absorbait 38 fois son volume de gaz oxide nitrique, mais le décomposait en partie. Au bout de vingt-quatre à trente-six heures, toute absorption cesse, excepté dans le gaz oxigène, qui est absorbé continuellement, quoiqu'en proportion décroissante, avec formation de gaz acide carbonique, que le charbon retient dans ses pores. Cependant l'absorption de ce gaz ne va pas, dans le cours d'une année entière, au-delà de quatorze fois environ le volume du charbon.

Quand le charbon est pénétré d'humidité, sa faculté d'absorber des gaz diminue considérablement, de manière qu'il ne peut plus alors absorber la moitié autant qu'auparavant. Lorsqu'on verse de l'eau sur du charbon saturé de gaz, il en laisse échapper une partie. Le charbon exhale 17 volumes de gaz acide carbonique, et n'en retient que 18; il laisse partir 3 1/4 volumes de gaz oxigène, 6 1/2 de gaz nitrogène, 1 1/10 de gaz hydrogène, et conserve le reste. Pendant que l'absorption de ces gaz s'opère, leur condensation produit de la chaleur, et le thermomètre monte de quelques degrés. Ce phénomène est d'autant plus sensible que l'absorption a lieu d'une manière plus rapide et plus énergique. Si l'on porte le charbon sous le récipient de la machine pneumatique, il rend le gaz dont il s'était emparé, en produisant du froid, et on peut tellement priver d'air un charbon commun, par ce procédé, qu'introduit ensuite dans un gaz quelconque, il en absorbe presque autant que si on l'avait fait rougir.

Les gaz absorbés peuvent être expulsés du charbon par la chaleur, et leur séjour dans la masse charbon-

Digitized by Google

neuse ne leur fait éprouver aucune altération. Dans une atmosphère plus raréfiée, le charbon absorbe moins en poids, mais plus en volume, quand on compare ensemble le volume du charbon et celui de l'air raréfié. Ainsi, par exemple, du charbon de bois absorba 34 1/2 fois son volume de gaz acide carbonique, sous la pression de 27 pouces, et 69 fois à celle de 9 3/4. Cette propriété ne se rattache donc point à l'affinité chimique, et n'est qu'un phénomène purement mécanique; mais on ignore encore quelle est la force qui la produit.

La propriété d'absorber et de condenser les gaz dans ses pores n'appartient pas exclusivement au charbon. Elle lui est commune avec tous les corps poreux. Cependant elle offre diverses modifications, en raison, non-seulement de la grandeur et du nombre des pores, mais encore de la composition chimique des corps poreux; en sorte que des substances hétérogènes, généralement parlant, absorbent des quantités différentes de gaz, et qu'en outre certains corps condensent certains gaz en proportions relatives plus considérables que ne font d'autres corps. Par exemple, le bois poreux condense plus d'hydrogène que les autres corps, en proportion de sa faculté absorbante générale. La grandeur des pores entre pour beaucoup dans la quantité de l'absorption. Des pores trop grands ou trop petits empêchent celle-ci d'avoir lieu: ainsi le charbon de liége a des pores si grands qu'il ne peut rien absorber; le charbon de sapin a des pores plus grands que ceux du charbon de buis, aussi absorbe-t-il à peine la moitié du gaz que ce dernier condense. La pulvérisation détruit une multitude de pores, et diminue l'absorption.

Le graphite est si dense qu'il ne condense rien. Saussure a trouvé que divers minéraux poreux, comme l'écume de mer, le schiste happant de Ménilmontant, l'asbeste, etc., plusieurs espèces de bois, les étoffes de laine et celles de soie, dont on a retiré l'air au moyen de la machine pneumatique, absorbent plusieurs fois

Digitized by Google

leur volume de gaz, mais en condensent toutefois moins que le charbon de buis, et absorbent aussi des quantités relatives plus considérables d'un gaz que d'un autre.

Quand on met des corps poreux en contact avec plusieurs gaz mêlés ensemble, ceux-ci sont absorbés par eux en raison composée de leur attraction pour ces corps. La meilleure manière de s'en convaincre consiste à introduire du charbon déjà saturé d'un gaz dans un autre gaz, qui pénètre entre ses molécules, et en chasse une partie de celui qui s'y était précédemment introduit. Plus la quantité du gaz expulsif est considérable, et plus aussi est grande celle de l'autre gaz qu'il fait sortir. Cependant un gaz ne peut jamais en expulser totalement un autre. Certains gaz sont plus condensés quand ils se trouvent mêlés ensemble, que ne l'est chacun d'eux en particulier : tels sont, par exemple, les gaz hydrogène et oxigène, acide carbonique et oxigène. Mais en pareille circonstance il ne s'opère pas une combinaison partielle entre deux de ces gaz; car l'oxigène et l'hydrogène, par exemple, peuvent être expulsés ensuite par la chaleur, sans laisser la moindre trace d'eau. Il faut néanmoins excepter les gaz sulfide hydrique et oxigène, qui, lorsqu'ils viennent à être absorbés ensemble par du charbon, forment de l'eau et déposent du soufre dans ce dernier, d'après les expériences de Thénard.

Il y a déjà long-temps qu'on sait que les corps poreux et pulvérisés ont la propriété d'absorber de l'humidité, même dans l'air sec. Le charbon en prend une très-grande quantité, et, dans les expériences chimiques, il est souvent fort difficile de peser une masse poreuse rougie au feu, de manière qu'elle n'augmente pas de poids pendant la pesée même et dans l'air le plus sec. L'air contient de l'eau à l'état de gaz, que le corps poreux condense, et comme cette eau a une grande tendance à redevenir liquide, il s'en condense une quantité en poids beaucoup plus considérable que des gaz permanens. De même aussi l'expérience a constaté que le gaz de l'al-

Digitized by Google

cool et de l'éther est condensé en plus grandes proportions que ne l'est, par exemple, l'acide carbonique, qui appartient à la classe des gaz permanens.

Ces particularités servent à expliquer un phénomène déjà connu depuis long-temps, savoir que le charbon exposé à l'air y augmente de 10 à 20 pour 100 en poids. Son accroissement de pesanteur dépend tant de l'air atmosphérique qu'il absorbe et condense dans ses pores, que du gaz aqueux qu'il absorbe en grande quantité dans l'air et condense également. Lorsqu'on fait chauffer ce charbon, il exhale de l'air et de l'eau; cependant, si on pousse la chaleur avec rapidité, ces deux dernières substances se décomposent facilement; de sorte que le produit qu'on obtient est un mélange de gaz acide carbonique, carbure tétrahydrique, oxide carbonique et nitrogène.

Le carbone a pour l'oxigène une affinité qui l'emporte sur celle de la plupart des autres corps combustibles. Mais cette affinité n'agit point à la température ordinaire de l'air, et quand le carbone se trouve exempt de tout mélange; elle ne devient manifeste alors qu'à la chaleur rouge. Cependant l'inflammabilité du charbon varie beaucoup suivant la température à laquelle la carbonisation a été opérée. Plus la chaleur a été faible en ce moment, plus aussi le charbon prend feu facilement, et quand la carbonisation a été faite avec un soin particulier, à la température la plus basse possible, sur du bois très-jeune, le charbon que l'on obtient est susceptible de s'enflammer même avant de rougir, et il continue ensuite de brûler spontanément, quoiqu'en morceaux isolés, tandis que le charbon brillant de substances organiques fondues, le coak et le charbon de bois brûlé très-dur, sont difficiles à allumer, et ne peuvent continuer à brûler qu'autant qu'ils se trouvent en masse, parce qu'alors les morceaux s'échauffent réciproquement.

Si, au contraire, le charbon est très-divisé et mêlé avec un autre corps moins combustible que lui, il devient, d'après les expériences de Wœhler, beaucoup

Digitized by Google

plus combustible qu'il ne l'est à l'état de pureté, et susceptible de s'enflammer à des températures bien au-dessous de la chaleur rouge. Considérée d'une manière générale, cette inflammabilité paraît être de la même nature que celle qui a lieu quand les corps gazeux entrent en contact avec du platine et s'enflamment par cela même, soit à la température ordinaire de l'air, soit à un degré de chaleur moins élevé que celui dont ils ont besoin pour prendre feu en d'autres circonstances (1); et cette propriété appartient vraisemblablement à tous les corps combustibles, sous quelque sorte d'agrégation qu'ils puissent être. La grande affinité du carbone pour l'oxigène, et la circonstance que ses combinaisons avec ce corps sont gazeuses, le rendent plus propre qu'aucun autre corps à soustraire l'oxigène aux oxides métalliques, et à les rétablir dans leur état combustible ou métallique.

La quantité de calorique que le charbon dégage en brûlant, suffit, d'après les expériences de Despretz, pour fondre, à la température de zéro, une quantité de glace équivalente à 105,066 fois le poids du charbon. Cependant les diverses sortes de charbon ne produisent pas toutes la même chaleur pendant leur combustion. Mais cette différence tient à l'étendue de l'espace dans lequel se répand le calorique mis en liberté, et à la ra-

---

(1) Wœhler mêla très-exactement de la râpure de liége, dans une expérience, avec du chlorure ammonique biplatinique, dans une autre, avec du vert-de-gris, et fit rougir le mélange dans un vase clos; le charbon refroidi ne s'enflammait point, il est vrai, à la température ordinaire de l'atmosphère, mais il suffisait de le chauffer un peu dans un vase ouvert, sur la lampe à esprit de vin, pour qu'il s'enflammât, et il continuait ensuite à brûler de lui-même. A cette température, le charbon ordinaire de liége ne s'enflammait pas, et s'éteignait après avoir été mis en ignition sur un point par le contact immédiat d'une flamme. Le charbon qui reste après la combustion du tartrate antimonique et ammoniacal dans des vaisseaux clos, se comporte de la même manière.

Digitized by Google

pidité de la combustion, c'est-à-dire à la quantité de calorique qui se dégage sur chaque point dans un temps donné. C'est là ce qui fait que les charbons denses élèvent davantage la température, car ils occupent moins d'espace. Voilà aussi pourquoi l'action de souffler le feu augmente la chaleur, parce qu'elle accélère la combustion.

Le carbone a trois degrés d'oxidation, un oxide et deux acides, où les quantités relatives sont dans la proportion de 1, 1 1/2, et 2.

La première et la dernière de ces combinaisons se forment par l'effet de la combustion du charbon, l'afflux de l'oxigène étant insuffisant dans le premier cas et en excès dans l'autre. Lorsqu'un volume donné de gaz oxigène se convertit en gaz oxide carbonique, il se double, tandis qu'il ne change pas quand sa conversion a lieu en gaz acide carbonique. La réunion de deux volumes de gaz oxide carbonique avec un volume d'oxigène produit du gaz acide carbonique; mais de ces trois volumes il en disparaît un, et le volume du gaz acide devient égal à celui du gaz oxide. D'après cela, nous présumons que, dans le gaz oxide carbonique, un volume de gaz oxigène se trouve combiné avec un volume de carbone gazeux, parce que le gaz contient la moitié de son volume de chacun d'eux, et que le gaz acide carbonique résulte de la combinaison d'un volume de carbone gazeux avec deux volumes de gaz oxigène. De cette manière, nous avons trouvé un moyen d'apprendre à connaître la pesanteur relative d'un volume de carbone gazeux, quoique le carbone ne puisse être ni fondu ni volatilisé.

La combinaison intermédiaire de carbone et d'oxigène est appelée acide oxalique. On ne la rencontre que dans le règne organique; on peut aussi la produire avec des substances organiques, mais non pas la former de toutes pièces avec leurs matériaux constituans. Deux volumes de carbone s'y trouvent combinés avec trois volumes d'oxigène.

Digitized by Google

En faisant l'histoire des produits de la distillation sèche du tartre, je décrirai encore un acide du carbone, l'*acide croconique*, dans lequel ce corps est combiné avec moins d'oxigène qu'il n'en entre dans l'oxide carbonique, c'est-à-dire qui résulte de cinq volumes de carbone combinés avec quatre volumes d'oxigène, mais qui se trouve placé tellement sur la limite entre les composés organiques et inorganiques, qu'il me paraît plus convenable de ne m'en occuper que quand je ferai connaître les premiers.

Des carbures d'hydrogène.

Le carbone peut s'unir à l'hydrogène dans un grand nombre de proportions différentes, dont la plupart appartiennent aux corps organiques, et constituent des composés huileux volatils : comme, par exemple, l'huile de térébenthine, l'huile solide de rose, le naphte, diverses huiles volatiles qui se forment dans la distillation sèche des substances organiques, et autres que je décrirai dans la chimie organique. Il ne sera question ici que de deux combinaisons, qui toutes deux sont gazeuses, et qui appartiennent à la série des corps inorganiques.

1° *Carbure tétrahydrique* (gaz hydrogène carboné au minimum).

Quand on distille certains corps organiques, il passe, indépendamment de l'eau et d'une huile empyreumatique, une quantité de gaz fétides, composés d'acide carbonique, de gaz carbure tétrahydrique et de gaz oxide carbonique. On peut séparer aisément le gaz carbure tétrahydrique de l'acide carbonique, en agitant le mélange avec de l'eau de chaux; mais il est extrêmement difficile de le débarrasser du gaz oxide carbonique.

Lorsqu'on chauffe du camphre, de l'alcool ou de l'éther dans une petite cornue de verre, et qu'on dirige les vapeurs à travers un tuyau rouge, en verre, porcelaine ou cuivre, on obtient également un mélange de ces trois gaz, c'est-à-dire des gaz acide carbonique, oxide carbonique et carbure tétrahydrique.

Digitized by Google

Ce dernier gaz est aussi un produit qu'on obtient en distillant seul du charbon de terre exempt de soufre et sec, et faisant passer le gaz, avant de le recueillir, à travers un tube rougi au feu. Cependant il contient toujours un peu de gaz oxide carbonique, qui se forme dans toutes ces opérations. La quantité variable qu'il en contient est la cause qui fait que le mélange gazeux obtenu en exige une variable aussi d'oxigène pour brûler, et, par conséquent, ne produit pas non plus une quantité toujours égale d'acide carbonique (1).

La méthode suivante est indiquée comme étant la meilleure que l'on connaisse jusqu'à présent pour obtenir ce gaz. On plonge un flacon plein d'eau, et dont le goulot est garni d'un large entonnoir, dans une eau stagnante sur un sol meuble et marécageux, au sein de laquelle le gaz se forme par la décomposition des matières organiques; on remue ensuite la vase avec un bâton; il s'élève des bulles qu'on recueille au moyen de l'entonnoir, et qui passent dans la bouteille. On continue de même en changeant souvent de place, jusqu'à

---

(1) Cette circonstance a conduit divers chimistes à considérer les mélanges gazeux dont il s'agit comme des gaz carbures d'hydrogène à différens degrés de saturation de charbon. On a cru, par exemple, que le gaz qu'on obtient en faisant passer des vapeurs aqueuses à travers des charbons ardens était de l'hydrogène carboné; mais il contient, au contraire, peu de ce dernier, et consiste principalement en hydrogène mêlé avec du gaz oxide carbonique : 100 parties de ce gaz (en volume) n'absorbent, en brûlant, que 10 parties d'oxigène de plus que le gaz hydrogène pur, c'est-à-dire seulement 60, et donnent cependant 35 parties de gaz acide carbonique : il est composé, d'après Henry, de 5 parties de gaz hydrogène carboné, 25 de gaz oxide carbonique et 70 d'hydrogène. Ces opinions inexactes ont été mieux rectifiées encore dans ces derniers temps, depuis qu'on a reconnu que le gaz oxide carbonique est décomposé par le potassium, qu'il résulte de là de la potasse mêlée avec du charbon, et que le gaz est condensé. C'est là un moyen dont on peut toujours se servir pour débarrasser ce gaz de l'hydrogène carboné, qui n'est point attaqué par le potassium.

Digitized by Google

ce que la bouteille soit remplie. Alors on agite le gaz avec de l'eau de chaux, pour le dépouiller de l'acide carbonique. Ordinairement il contient aussi un peu d'air atmosphérique.

Le gaz carbure tétrahydrique a une odeur désagréable. Il est plus pesant que le gaz hydrogène pur, mais plus léger que l'air atmosphérique. Sa pesanteur spécifique est à celle de ce dernier :: 0,5589 : 1,000.

Sa faculté de réfracter la lumière est à celle de la lumière :: 0,0927 : 1,000. Cent parties de ce gaz (en volume) exigent 200 parties de gaz oxigène pour leur entière combustion, et laissent pour résidu 100 parties de gaz acide carbonique, avec un peu d'eau. Ce gaz est composé, par conséquent, de 75,17 parties de carbone, et 24,33 d'hydrogène, ou d'un volume de carbone gazeux et quatre volumes de gaz hydrogène, condensés à la moitié du volume de ce dernier ou aux 2/5 du volume total du gaz, de manière que de cinq volumes simples, il n'en résulte pas plus de deux de la combinaison.

Il brûle avec une faible flamme bleue, qui n'éclaire pas. Des commotions électriques répétées le décomposent : il dépose alors son carbone, et finalement laisse un volume double de gaz oxigène. La même décomposition lui arrive, quand on le fait passer et repasser plusieurs fois à travers un tube fortement rougi au feu. Il se dissout dans l'eau avec peine : 14 pouces cubes d'eau n'en absorbent qu'un seul pouce cube. Il ne se combine, ni avec les alcalis, ni avec les terres, ne précipite pas les sels métalliques, et ne jouit d'aucune propriété des acides.

Le gaz carbure tétrahydrique est très-commun dans les mines de charbon de terre, dont les crevasses le renferment fréquemment dans un état de compression considérable. Lorsque les travailleurs approchent de ces crevasses, ils les ouvrent, et le gaz commence à s'échapper pour se mettre en équilibre avec l'atmosphère, ce qui peut quelquefois durer plusieurs semaines. Par lui-même, il n'a pas d'influence délétère sur la santé des ouvriers; mais quand il s'est mêlé avec l'air dans une certaine propor-

Digitized by Google

tion, les lampes dont on se sert pour l'éclairage l'enflamment, il fait explosion avec violence, et tue les travailleurs. Cependant Davy a découvert un moyen de prévenir ces funestes accidens : il consiste à entourer la flamme de la lampe d'un tissu épais en fil de laiton. Si le gaz est détonnant, il se fait bien une détonation dans l'intérieur du tissu de laiton; mais comme le gaz est refroidi par le métal, l'inflammation ne peut point se communiquer à celui du dehors. La description de cet appareil remarquable sera donnée à l'article *lampe*, dans le dernier volume.

2° *Carbure dihydrique* (gaz oléfiant). On obtient ce gaz en mêlant ensemble une partie d'alcool et quatre d'acide sulfurique concentré, dans une cornue, au col de laquelle est luté un tube courbé, servant à recueillir les produits. Le gaz se dégage aussitôt sous la forme de petites bulles, qui deviennent plus abondantes encore lorsqu'on chauffe doucement la masse.

Il contient fort souvent du gaz acide sulfureux, dont on peut le débarrasser en le lavant avec de l'eau pure ou de l'eau de chaux.

Je reviendrai dans la suite, lorsque je décrirai les éthers, sur l'action réciproque de l'alcool et de l'acide sulfurique qui lui donne naissance.

Il est presque aussi pesant que l'air atmosphérique. Sa pesanteur spécifique est à celle de ce dernier, d'après Saussure, :: 0,9852 : 1,000. En calculant d'après sa composition, elle serait de 0,9804. Sa faculté réfringente est à celle de l'air :: 1,8186 : 1,0000.

Quand on en fait passer un courant dans l'air atmosphérique, et qu'on l'allume, il brûle avec une flamme qui répand plus de clarté que celle d'aucune chandelle ou lampe, et l'on voit, par la ressemblance de cette flamme avec celle d'une bougie allumée, que c'est principalement sa formation dans la mèche de cette dernière, qui est cause de la clarté qu'elle répand, comme je le démontrerai plus au long, dans la suite, lorsque j'expliquerai la combustion dans l'air atmosphérique.

Digitized by Google

Si l'on mêle ce gaz avec trois fois son volume de gaz oxigène, et qu'on brûle le tout ensemble, on obtient un volume double de gaz acide carbonique, avec un peu d'eau. Mais cette duplication du volume est accompagnée d'une explosion telle, que les plus forts tuyaux qu'on a pu employer jusqu'à présent à cet usage, en ont été brisés avec violence. Aussi faut-il s'y prendre d'une autre manière quand on veut déterminer les produits de la combustion.

Ce gaz est composé de 14,16 parties d'hydrogène et 85,84 de carbone. L'hydrogène s'y trouve combiné avec le double du charbon qui est uni avec lui dans le gaz précédent, c'est-à-dire qu'il est composé d'un volume de carbone gazeux et de deux volumes de gaz hydrogène, ces trois volumes étant condensés en deux.

Le gaz oléfiant est, comme celui qui précède, décomposé par des commotions électriques qui se succèdent rapidement : l'hydrogène se trouve mis à nu, le carbone précipité, et le volume du gaz doublé. Si l'on dirige, dans l'air, un courant de gaz sur du platine spongieux, il s'enflamme, d'après les expériences de Thénard et Dulong, quand la température du platine est portée à + 300 degrés. Il se dissout dans l'eau avec plus de facilité que le précédent; 100 pouces cubes d'eau en absorbent 15,3 de gaz. On peut le conserver longtemps sans qu'il éprouve d'altération. Les acides, les alcalis et le phosphore n'exercent pas d'action sur lui.

Lorsqu'on le fait passer à travers un tube incandescent, on obtient du gaz hydrogène, et il se dépose du charbon noir dans le tube. Si le tube qu'on lui fait traverser contient du soufre en fusion, celui-ci se dissout dans l'hydrogène, produit du gaz sulfide hydrique, et du charbon se précipite à la surface du soufre non-décomposé, qui en devient noir. Quand on fait passer des vapeurs d'alcool, d'éther, et principalement de camphre, à travers un tube de grès ou de verre incandescent, dans lequel a été placé préalablement de l'argile, de l'alun ou du quartz, on obtient, indépendamment du

Digitized by Google

carbure tétrahydrique, une petite quantité de carbure dihydrique.

Ce gaz a reçu le nom technique d'*oléfiant* à cause de la manière dont il agit sur le chlore, avec lequel il se condense en un liquide oléagineux, ou plutôt éthéré, qu'on appelle *éther chloreux*. Il se combine également avec le brome, d'où résulte un corps très-fusible, et avec l'iode, ce qui produit une substance solide et éthérée. Je décrirai ces composés, dans la suite, à l'article des éthers.

On se sert de la propriété qu'a le chlore gazeux de condenser rapidement le gaz carbure dihydrique, pour découvrir la présence de ce dernier, et déterminer sa quantité dans des mélanges de gaz. A cette fin, on remplit de chlore gazeux pur, sur la cuve d'eau, un tube de verre gradué, qu'on peut recouvrir d'un cylindre en carton, pour ôter accès à la lumière; ensuite on introduit dans ce tube un pareil volume du gaz qu'on veut essayer, et qu'on a préalablement mesuré dans un autre tube gradué; puis on laisse le mélange tranquille pendant dix minutes, qui suffisent pour que tout l'éther chloreux se forme. Lorsqu'on opère à la lumière artificielle, il n'est pas nécessaire de couvrir le mélange d'un corps opaque. Après que l'éther s'est déposé, on expose le mélange à la lumière du jour, qui détermine la condensation du carbure dihydrique, avec formation de gaz acide carbonique et de gaz acide hydrochlorique. Cette expérience paraît être aisée; mais elle présente dans l'exécution des difficultés qui font qu'elle ne peut jamais être parfaitement exacte. Car si on la fait sur de l'eau pure, celle-ci absorbe une certaine quantité de chlore gazeux, qui passe sur le compte de l'éther chloreux, et si l'on se sert d'eau saturée de chlore, le gaz oléfiant produit, en la traversant, une certaine quantité d'éther chloreux, qu'on ne fait point entrer en ligne de compte. Il faut savoir en outre que l'éther chloreux, en vertu de sa volatilité, produit dans le tube une quantité de vapeur capable de supporter, à + 9,3 degrés, une co-

Digitized by Google

lonne de mercure haute de 62,6 millimètres. Après qu'on a corrigé les résultats de l'opération d'après ces divers données, on considère la moitié du gaz qui a disparu comme étant du gaz oléfiant.

Avant de quitter l'histoire des gaz carbures d'hydrogène je dois encore dire un mot de leur application aux usages de l'économie domestique, qui a pris une grande extension depuis quelques années, et qui a surtout été portée à un haut degré de perfection en Angleterre. On distille du charbon de terre, dans des vases de fonte d'une construction particulière, jusqu'à ce qu'il soit devenu rouge, et on fait passer le gaz qui s'en dégage à travers un mélange de chaux et d'eau, qui absorbent le gaz sulfide hydrique et le gaz acide carbonique. Le reste est un mélange des deux espèces de carbure d'hydrogène, avec un peu de gaz oxide carbonique, dont la propriété éclairante, quand il brûle, dépend uniquement et exclusivement de la quantité de gaz oléfiant qu'il contient. Ce mélange gazeux est rassemblé sur l'eau dans de grands récipiens en fer-blanc, d'où, par la légère pression d'une colonne d'eau haute de neuf lignes, il est conduit, au moyen de tuyaux dans lesquels l'air n'a point accès, à l'endroit où il doit être enflammé, et qui peut souvent se trouver situé à une très-grande distance. L'art d'utiliser les gaz qui se dégagent dans la distillation des matières organiques, a été pour la première fois appliqué en grand par un Français, nommé Lebon, qui appelait son appareil *thermolampe*. C'était du bois qu'il tirait le gaz. L'Anglais Murdoch remplaça ce corps par du charbon de terre, qui donne davantage de gaz propre à l'éclairage, et de la distillation duquel résultent moins de produits accessoires fétides. Aujourd'hui on désigne assez généralement cette manière d'éclairer sous le nom d'*éclairage par le gaz*.

Comme les huiles, le suif et la cire donnent plus de gaz oléfiant que les autres corps, Taylor a imaginé un appareil tellement disposé, que l'huile de mauvaise qualité, celle qui ne brûle pas bien dans les lampes, y coule

Digitized by Google

goutte à goutte dans un tuyau de fonte légèrement rouge, où elle se décompose, et d'où le gaz est dirigé dans un réservoir, auquel on peut adapter ensuite des tuyaux de conduite semblables à ceux qui servent pour le gaz du charbon de terre. Taylor assure que ce mode d'éclairage doit être avantageux. Schwartz a introduit en Suède, dans la même vue, l'usage de l'huile de poix, qui est une sorte d'huile empyreumatique qu'on obtient en faisant bouillir le goudron pour le convertir en poix, et dont on ne tirait aucun parti autrefois. Elle donne à peu près autant de lumière que les huiles grasses, et coûte très-peu. On a aussi commencé à mettre en usage le goudron lui-même, avec grand avantage, pour remplacer le charbon de terre.

Henry a fait voir que les diverses espèces de charbon de terre donnent des quantités différentes aussi de gaz oléfiant, et qu'en conséquence elles ne sont pas toutes également avantageuses pour l'éclairage par le gaz. Ainsi, par exemple, le charbon cannelle anglais donne un tiers de lumière de plus que le charbon de terre ordinaire. Au commencement du travail, on obtient davantage de gaz oléfiant que vers la fin, parce qu'à une température élevée ce gaz perd son carbone jusques à un certain degré. La quantité du gaz oléfiant fourni par le charbon cannelle s'élève d'abord à 16 pour 100 du volume du gaz, et n'est plus, vers la fin, que de 6 à 4 pour 100. Le charbon de terre ordinaire donne d'abord 10, et vers la fin 2 seulement pour 100 de gaz oléfiant; tout-à-fait à la fin, il n'en dégage plus du tout. L'emploi de l'huile pour l'éclairage par le gaz paraît avoir cet avantage, qu'il est pleinement au pouvoir de l'ouvrier de produire la plus ou la moins grande quantité possible de gaz oléfiant, en appliquant une chaleur violente ou modérée. Si le tuyau de fonte dans lequel l'huile se décompose n'est que d'un rouge obscur, il se forme peu de gaz et beaucoup d'huile empyreumatique; si, au contraire, le tuyau est rougi au blanc, il ne se produit guère que du gaz carbure tétrahydrique. C'est quand

Digitized by Google

la chaleur est d'un rouge obscur uniforme que l'huile donne le plus de gaz oléfiant, qui s'élève alors à un tiers du volume du gaz dégagé. Cependant on ne compte en général que sur 1/4 de gaz carbure dihydrique dans le gaz de l'huile. Cette quantité est celle aussi que contient celui de l'huile de poix, laquelle a de plus l'avantage que, d'après l'expérience de Schwartz, la nature du gaz demeure la même à quelque température que s'opère la décomposition de l'huile.

Comme, dans tous ces mélanges gazeux, c'est principalement le gaz oléfiant qui éclaire, on détermine, en suivant la méthode de Fyfe, leur valeur relative, sous la rapport de la propriété illuminante, d'après la différence du changement de volume que le chlore gazeux leur fait éprouver.

Pfaff a trouvé que ces gaz combustibles, mêlés avec deux à deux fois et demie leur volume de gaz oxigène, peuvent être employés avec plus d'avantage que le gaz hydrogène pur dans le chalumeau de Neumann, parce qu'ils produisent une température plus élevée, et permettent de dégager une plus grande quantité de gaz détonnant à la fois, ces gaz étant moins faciles à enflammer que ne l'est le gaz hydrogène pur, et permettant en conséquence de se servir d'un tuyau de dégagement plus large, sans que l'on courre le danger d'une explosion.

Des nitrures de carbone.

Le carbone ne se combine pas d'une manière immédiate avec le nitrogène; mais, quand ce dernier est à l'état naissant, son union avec lui s'opère très-facilement. On trouve, dans le règne organique, le nitrogène associé au carbone, à l'hydrogène et à l'oxigène, et il constitue ainsi en grande partie les matières animales. Quand on fait sécher celles-ci, et qu'ensuite on le décompose par la combustion à vaisseaux clos, il reste une partie du nitrogène en combinaison avec du carbone; et, en suivant divers procédés, on peut obtenir

Digitized by Google

des composés contenant des proportions différentes de nitrogène, mais parmi lesquels un seul a été bien étudié jusqu'à présent, savoir :

1° Le *cyanogène*. Il fut découvert et examiné, en 1814, par Gay-Lussac, qui l'appela ainsi (de κυανος, *bleu*), parce qu'il est un des principes constituans du bleu de Prusse.

Pour obtenir le carbone et le nitrogène unis dans les proportions qui produisent le cyanogène, on mêle des matières animales sèches, par exemple, du sang desséché, de la corne, des sabots, ou autres semblables, avec du carbonate potassique, et on fait rougir le tout ensemble jusqu'à ce qu'il ne s'en exhale plus rien de volatil. Ici la potasse est réduite à l'état de potassium par le charbon, dont une autre partie, s'unissant avec le nitrogène, forme du cyanogène, qui se combine avec le métal réduit, et produit ainsi du cyanure potassique, à l'article duquel je ferai connaître plus en détail les particularités de cette opération. Le cyanogène peut être ensuite transporté, par voie de double décomposition, comme on dit, du potassium à d'autres métaux. C'est ordinairement au fer qu'on le transmet d'abord, d'où résulte le bleu de Prusse, couleur très-répandue dans le commerce. Lorsqu'on veut l'obtenir isolé, on le fait passer encore du fer au mercure. Pour cela, on met de l'oxide mercurique en digestion avec du bleu de Prusse et de l'eau ; le fer s'unit à l'oxigène du mercure, et passe à l'état d'oxide, tandis que le mercure réduit se combine avec le cyanogène, et produit du cyanure mercurique, qui reste en dissolution dans l'eau, d'où l'on peut ensuite l'obtenir, sous forme de cristaux, par l'évaporation. Cependant, si l'on veut que cette préparation soit parfaitement pure, il faut observer quelques précautions, que j'indiquerai en décrivant le cyanure mercurique. Quant au cyanogène, on le retire de ce dernier en le faisant chauffer, après l'avoir bien séché, dans une petite cornue de verre exposée à la flamme d'une lampe à esprit de vin. La chaleur sépare

Digitized by Google

le cyanogène du mercure, comme elle sépare le mercure de l'oxigène dans le procédé suivi pour la préparation de ce dernier gaz; le mercure reprend la forme métallique, et le cyanogène celle de gaz, sous laquelle on peut le recueillir. Mais, pour n'en pas perdre beaucoup, ce qui serait inévitable en agissant sur l'eau, à cause de sa solubilité dans ce liquide, il faut le recueillir sur le mercure. Si le cyanure mercurique dont on se sert est humide, ou s'il contient de l'oxide mercurique (avec lequel il peut entrer en combinaison chimique), le produit que l'on obtient est du cyanogène gazeux, contenant beaucoup de gaz acide carbonique et de gaz cyanide hydrique. Dès que le dégagement du gaz cesse, on trouve ordinairement le mercure rassemblé, sous forme métallique, à la partie supérieure ou dans le col de la cornue. Il ne devrait à la rigueur rien se trouver au fond de cette dernière; mais, en général, il y reste un peu de charbon. Ce résidu dépend de ce qu'à la chaleur sous l'influence de laquelle le cyanure mercurique est décomposé il s'opère encore une décomposition, autre que celle d'où résultent le cyanogène et le mercure, et dont l'effet est de donner naissance à du carbure mercurique et à du nitrogène; le nitrogène se mêle avec le cyanogène : quant au carbure mercurique, qui finit par se décomposer, il se résout en mercure qui se volatilise, et en charbon qui reste dans la cornue. Constamment aussi il se sublime une petite quantité de cyanure mercurique, échappée à la décomposition.

Le gaz cyanogène appartient à la série des corps gazeux que nous appelons coercibles. Sous une pression équivalente à celle de 3 1/2 à 4 atmosphères, il se condense en un liquide incolore, qui conserve encore sa fluidité à — 18 degrés, et qui réfracte la lumière avec moins de force que l'eau ne le fait. Sa pesanteur spécifique est d'environ 0,9; par conséquent il surnage l'eau, qui ne paraît pas le dissoudre en quantité notable. La manière la plus facile d'obtenir le cyanogène liquide consiste à introduire du cyanure mercurique

Digitized by Google

dans un tube de verre recourbé, et fermé à l'une de ses extrémités; on soude ensuite l'orifice, puis on chauffe le bout contenant le cyanure, en le plaçant au-dessus d'une lampe à esprit de vin, et rafraîchissant l'autre bout, dans lequel le cyanogène se condense. Si l'on ouvre alors le tube, le cyanogène se volatilise avec rapidité, en produisant du froid, mais sans faire explosion.

Le gaz cyanogène est sans couleur. Il a une odeur forte, pénétrante, difficile à décrire, qui produit des picotemens dans la partie antérieure du nez, et une sensation toute particulière dans les yeux. Sa pesanteur spécifique est de 1,8064. Il peut supporter une température très-élevée, dans des vaisseaux de verre ou de porcelaine, sans se décomposer. L'eau en absorbe 4 fois 1/2, et l'alcool jusqu'à 23 fois son volume. Il est soluble dans l'éther et dans l'huile de térébenthine. L'étincelle électrique le décompose peu à peu, d'après les expériences de Davy, en faisant déposer du charbon, et sans altérer le volume du gaz. Quand on le fait passer sur du fer rougi à blanc, il se décompose également; du nitrogène est mis à nu, et du charbon se dépose sur le fer. Il est susceptible de prendre feu, et brûle avec une flamme bleuâtre, nuancée de pourpre. Mêlé avec du gaz oxigène, il devient capable d'être enflammé par l'étincelle électrique, et de faire explosion dans des vaisseaux clos. Du gaz cyanogène et du gaz oxigène mêlés ensemble ne se combinent point, d'après les expériences de Wœhler, quand on les met en contact avec du platine spongieux, à la température ordinaire; mais si l'on expose le même platine spongieux chaud, quoique non rouge, à un courant de gaz cyanogène dans l'air atmosphérique, le métal commence aussitôt à rougir, ce qui dure aussi long-temps que le contact avec le gaz. Si on dirige un courant de ce dernier sur un oxide métallique rouge, par exemple, celui de cuivre, il se convertit en un mélange de gaz acide carbonique et de gaz nitrogène, dont le premier occupe

Digitized by Google

un volume précisément double de celui du second. Or, comme le gaz acide carbonique contient la moitié de son volume de carbone, il résulte de là que le gaz cyanogène est composé d'un volume de carbone gazeux et d'un volume de gaz nitrogène. On trouve, d'après la pesanteur spécifique du gaz, que ces deux volumes y sont condensés en un seul. En poids, il est composé, sur cent parties, de 45,94 de carbone et 54,06 de nitrogène.

Le cyanogène est décomposé par les liquides oxidans : ainsi le sulfate manganique est réduit par lui à l'état de sulfate manganeux, et lui-même se convertit, dans cette opération, en un mélange de gaz acide carbonique et de gaz nitrogène. Les dissolutions des alcalis et des terres alcalines le décomposent également; elles l'absorbent, et acquièrent ainsi une teinte brune.

Le cyanogène fait partie de la classe des corps que nous désignons sous le nom de halogènes. A la vérité, il ne se combine pas d'une manière directe avec la plupart des métaux, parce que ses affinités sont très-faibles; mais une fois qu'il est uni à eux, la combinaison constitue un sel. Quand on fait chauffer du potassium dans du gaz cyanogène, il s'enflamme et brûle, et le produit est du cyanure potassique, comme celui de la combustion de potassium dans le gaz chlore est du chlorure potassique. Ces deux composés sont des sels solubles dans l'eau, et le cyanure mercurique, dont on se sert pour obtenir le cyanogène, a tant de ressemblance avec les sels que forme l'oxide mercurique, qu'on l'a pris pendant long-temps pour un de ces sels. Si l'on fait chauffer du platine, de l'or ou du cuivre, dans le gaz cyanogène, aucune action n'a lieu de la part de ces métaux, même à la chaleur rouge; mais le cyanogène peut se combiner avec eux par la voie humide et au moyen de doubles décompositions, ainsi que je le ferai voir dans la suite.

Le cyanogène forme des acides, tant avec l'oxigène qu'avec l'hydrogène. Mais on ne peut le combiner di-

Digitized by Google

rectement, ni avec l'un, ni avec l'autre. L'acide cyanique ne peut même pas subsister en contact avec l'eau. Il se produit quand on fait chauffer, jusqu'à ce qu'il commence à rougir, un mélange de suroxide manganique et d'un cyanure métallique quelconque, le potassique principalement; ce qui donne naissance à du cyanate potassique. Quand on dirige un courant de gaz cyanogène sur du carbonate potassique rougi au feu, celui-ci se convertit en un mélange de cyanure potassique et de cyanate potassique. Lorsque du gaz cyanogène est absorbé par une dissolution de potasse caustique, le même phénomène a lieu, il est vrai, mais la présence de l'eau détermine simultanément une autre action sur le cyanogène, qui subit une décomposition en vertu de laquelle la liqueur devient d'abord brune, puis finit par se colorer en noir, et laisse déposer du charbon chargé de nitrogène.

Le cyanogène ne se combine avec l'hydrogène, ni par la compression, ni par l'action de l'étincelle électrique; mais quand on traite des cyanures métalliques par un acide, le métal s'oxide aux dépens de l'eau, et le cyanogène s'unit avec l'hydrogène. La combinaison est désignée sous le nom d'*acide prussique* ou d'*acide hydrocyanique*. C'est un liquide très-volatil, sur la description duquel je m'étendrai à l'article des hydracides.

Le cyanogène s'unit au soufre en plusieurs proportions, et toutes ces combinaisons sont des corps halogènes. Mais il est impossible, ni de les produire en chauffant le soufre avec du gaz cyanogène, ni de les obtenir à l'état d'isolement. On se les procure seulement combinées avec du potassium, en faisant rougir du sulfure de potassium dans du gaz cyanogène, ou fondre ensemble du cyanure potassique et du soufre. En faisant l'histoire des hydracides, je dirai ce que nous savons sur les combinaisons de ces corps.

Le cyanogène se combine avec les corps halogènes simples, de même que ceux-ci s'unissent les uns avec

Digitized by Google

les autres. Les combinaisons qui résultent de là sont toutes plus ou moins vénéneuses, de sorte qu'il faut prendre des précautions quand on les prépare.

Le cyanogène se combine avec le chlore en deux proportions, d'où résultent le chloride cyaneux et le chloride cyanique.

Le *Chloride cyaneux* avait déjà été entrevu par Berthollet, qui lui donna le nom d'*acide prussique oxigéné*. Gay-Lussac fit voir ensuite qu'il est composé de volumes égaux de chlore et de cyanogène, et Serullas a décrit depuis peu la manière de l'isoler, ainsi que plusieurs de ses propriétés. Voici la méthode à suivre pour le préparer. On remplit un grand flacon de gaz chlore, et l'on y introduit ensuite, pour chaque mesure de dix pouces cubes, un gramme et demi de cyanure mercurique pulvérisé et humide. On bouche de suite le flacon, et on le laisse dix à douze heures dans un endroit obscur. Ce laps de temps écoulé, le chlore est combiné avec le mercure et avec le cyanogène. Le chloride cyaneux est gazeux, et il occupe la place du gaz chlore. On refroidit ensuite artificiellement le flacon jusqu'au dessous de — 18 degrés, terme auquel le chloride cyaneux se condense et prend la forme solide. On remplit alors le flacon de mercure, dont la température doit être inférieure à — 18 degrés; on adapte un bouchon de liége à travers lequel passe un tube, auquel on assujettit, à peu près comme dans l'exemple cité pl. III, fig. 8. B. C. B., un autre tube rempli de chlorure calcique, à travers lequel le gaz doit passer en sortant du flacon. Tout étant ainsi disposé, on laisse le mercure s'échauffer peu à peu; le chloride cyaneux reprend la forme gazeuse, et l'on peut alors le recueillir sur la cuve à mercure. En traversant le chlorure calcique, il se dépouille de son eau. Le traitement par le mercure à froid a pour but d'expulser du flacon l'air atmosphérique et le gaz chlore en excès.

Le chloride cyaneux est un gaz très-coercible. Il n'a

Digitized by Google

point de couleur, répand une odeur fétide insupportable, rend les yeux larmoyans, et cause de la douleur en touchant aux portions de peau dépouillées d'épiderme. A — 18 degrés, il se condense et cristallise en longues aiguilles prismatiques, qui, à cette température, n'ont point d'odeur, ou n'en ont qu'une très-faible. A — 15 degrés, il entre en fusion, et devient liquide; à — 12 degrés, il bout; à — 20 degrés, il a besoin d'une pression de quatre atmosphères pour se condenser, et alors il produit un liquide incolore, transparent. Lorsque l'on fait passer du gaz chloride cyaneux dans un tube de verre soudé à l'un de ses bouts et un peu effilé à l'autre, en plongeant le bout ouvert du tube dans un vase rempli de ce gaz, et refroidissant le tube lui-même jusqu'au dessous de — 20 degrés, le gaz se condense dans le tube, dont on peut souder l'extrémité béante. En faisant chauffer ensuite le tube, on obtient le chloride cyaneux sous forme liquide, par l'effet de sa propre pression. L'eau absorbe vingt-cinq fois son volume de ce gaz, et le laisse exhaler par l'ébullition, sans qu'il ait subi aucun changement. La dissolution ne rougit point le tournesol, et ne précipite pas les sels d'argent; on peut la conserver longtemps sans qu'elle se décompose. L'alcool absorbe cent, et l'éther cinquante fois son propre volume de gaz chloride cyaneux. Les bases salifiables le décomposent, et détruisent le cyanogène. Ce gaz a la propriété de colorer les sels ferreux en vert. Pour produire ce phénomène, il faut mettre du chloride cyaneux dans une dissolution d'un sel ferreux, et ajouter ensuite un peu d'alcali libre. On ne doit point ajouter de dernier avant le chloride, parce qu'alors celui-ci serait décomposé. Le chloride cyaneux est composé, sur 100 parties, de 57,29 de chlore et 42,71 de cyanogène, ce qui fait un volume égal de l'un et de l'autre.

Lorsque, dans la préparation du chloride cyaneux, le flacon est exposé à la lumière solaire, il se produit une combinaison autre que celle qui vient d'être

Digitized by Google

décrite. Ce nouveau composé n'est point gazeux, mais oléagineux, jaune et pesant. La meilleure manière de l'obtenir consiste à mettre du gaz cyanogène en contact, sous l'influence d'un soleil ardent, avec une dissolution concentrée de cyanure mercurique; il se rassemble alors au fond du liquide. Cette liqueur jaune et oléagineuse a l'odeur du chloride cyaneux. Elle est insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool. Si l'on verse de l'eau dans la dissolution alcoolique, il se précipite un corps cristallin, semblable à du camphre, le corps oléagineux se trouve décomposé, et il se dégage un mélange de trois quarts de gaz nitrogène et un quart de gaz acide carbonique. L'eau produit le même changement, même sans alcool, mais avec beaucoup plus de lenteur. La nature du corps oléagineux ne paraît pas être encore bien connue. Ce qu'il y a de plus probable, c'est qu'il consiste en une combinaison de cyanogène avec davantage de chlore qu'il ne s'en trouve dans le gaz chloride cyaneux. Il se produit aussi quand on mêle du gaz chlore humide avec du gaz chloride cyaneux, et qu'on expose le mélange à la lumière; mais alors il se forme encore un autre corps, qui est solide, dur, doué d'une odeur aromatique, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool, et dont on ignore la composition. Quand on expose à la lumière solaire un mélange humide de gaz acide hydrochlorique et d'un excès de gaz chlore, il se produit aussi un autre corps solide, insoluble dans l'eau, et fétide, qui exhale de l'acide hydrochlorique à l'air, et dont la composition n'est point encore connue non plus.

Le *chloride cyanique* a été découvert par Serullas, qui lui a donné le nom de *perchlorure de cyanogène*. Pour l'obtenir, on prend une bouteille de la capacité d'un peu plus d'un litre; on y introduit d'abord du gaz chlore bien sec, jusqu'à ce que l'air atmosphérique en soit expulsé, puis on y fait entrer un gramme d'acide hydrocyanique anhydre; on la bou-

Digitized by Google

che, et on l'expose pendant quelques jours à la lumière solaire. Le gaz chlore se convertit en gaz acide hydrochlorique, et le chloride cyanique cristallise sur la paroi interne du verre. Trop d'acide hydrocyanique produit une masse d'un rouge foncé, semblable à du suif, qu'une plus grande quantité de chlore convertit en chloride cyanique. On chasse le gaz acide hydrochlorique de la bouteille en y soufflant de l'air sec; on y verse un peu d'eau, et on y introduit quelques fragmens de verre, au moyen desquels on détache le chloride. Une fois que ce corps est retiré, on le fait sécher et on le distille. Il est alors blanc et cristallisé en aiguilles. Il a une odeur âcre, analogue à celle de la souris, et une saveur faible. Sa pesanteur spécifique est de 1,32. Il entre en fusion à + 140 degrés, et se sublime à + 190. Peu soluble dans l'eau froide, il est décomposé par l'eau bouillante. L'éther et l'alcool le dissolvent, et l'eau le précipite ensuite de la dissolution. Il est très-délétère. Il se compose de 72,85 parties de chlore et 27,15 de cyanogène, ou de deux volumes du premier et un du second.

Le *bromure de cyanogène* s'obtient, d'après Serullas, en mêlant deux parties de chlorure mercurique avec une partie de brome, dans une petite cornue dont on tient le col dirigé en haut. La combinaison a lieu avec dégagement de chaleur. C'est pourquoi il faut, pour ne pas perdre beaucoup de brome, refroidir la panse de la cornue dans un mélange de glace et de sel. Quand on n'aperçoit plus de vapeurs rutilantes, on lute un flacon sec à la cornue, on plonge ce flacon dans un mélange réfrigérant, et on fait chauffer le contenu de la cornue. Le bromure de cyanogène passe alors, et se dépose dans le flacon, sous la forme de cristaux incolores, qui sont les uns des cubes, et les autres des prismes droits à quatre pans. Il a une odeur très-pénétrante, devient gazeux à + 15 degrés, et se dissout très-facilement dans l'eau et l'alcool. Les bases salifiables le décomposent, comme elles font à l'égard du

Digitized by Google

chloride cyaneux. De même que celui-ci, il résulte d'un volume de cyanogène combiné avec un volume de brome.

Le cyanogène se combine avec l'iode, d'après les expériences de Wœhler, quand on fait chauffer doucement un mélange d'iode et de cyanure mercurique, ou mieux de cyanure argentique. Il se forme un iodure métallique, et de l'*iodure de cyanogène* se sublime en flocons légers, composés de petites aiguilles blanches. Ce corps a une saveur âcre particulière, et une odeur également particulière, qui fait couler les larmes des yeux. Il est soluble dans l'eau, et ne réagit point sur l'amidon. Il se dissout dans l'alcool, l'éther et les huiles volatiles. La potasse le décompose en cyanure potassique et iodate potassique. Avec le mercure, sa dissolution produit de l'iodure mercurique, dont la formation est accompagnée d'un dégagement de cyanogène. Avec le gaz sulfide hydrique, il donne de l'acide hydriodique et de l'acide hydrocyanique, et du soufre se sépare. Suivant Serullas, il est composé de 82,8 parties d'iode et 17,2 de cyanogène, qui correspondent à un pareil volume d'iode et de cyanogène à l'état gazeux.

2° *Sousnitrures de carbone*. Lorsqu'on décompose du cyanogène par un alcali, ou que l'acide hydrocyanique se décompose de lui-même, il se sépare une matière d'un brun foncé, paraissant noire dès qu'elle est en masse, qui est composée de carbone et de nitrogène en proportions inconnues. Les propriétés de ce corps ont également été peu étudiées jusqu'à ce jour. On sait seulement qu'il se dissout dans la potasse caustique, à laquelle il communique une couleur brune, et qu'il peut en être précipité par les acides. Il brûle sans laisser aucun résidu. Quand on le fait rougir avec du carbonate alcalin, il donne du cyanogène et du charbon.

Si l'on carbonise du sang desséché, de la chair musculaire, du blanc d'œuf ou d'autres substances semblables, dans un appareil distillatoire, il reste un charbon

Digitized by Google

chargé de nitrogène, qu'on peut considérer comme du nitrure de carbone au maximum de carbone. Chauffé à l'air libre, il brûle avec difficulté, et produit, aux dépens de l'humidité de l'air, du carbonate ammoniacal, qu'on peut reconnaître, parmi les produits de la combustion, à son odeur particulière. Si l'on verse de l'eau sur le charbon chaud et presque rouge encore, il se développe de l'ammoniaque en grande quantité.

Ces combinaisons de carbone et de nitrogène mériteraient d'être étudiées mieux qu'elles ne l'ont été jusqu'à présent.

Des sulfures de carbone.

A une température élevée, le soufre s'unit avec le carbone en proportions différentes, et produit des carbures de soufre sous forme solide, liquide et gazeuse.

1° *Sulfide carbonique* (*carbure de soufre liquide*). On ne peut pas obtenir cette combinaison en exposant un mélange de soufre et de charbon pulvérisé à une température élevée, parce que le soufre se volatilise à une chaleur moindre que celle qui est nécessaire pour la produire. Il faut donc faire arriver des vapeurs de soufre sur du charbon en ignition. Le procédé à l'aide duquel on obtient le plus facilement le sulfide carbonique, consiste à prendre un tube de porcelaine plein de charbon bien brûlé, et à le fixer dans un fourneau, en l'inclinant un peu, c'est-à-dire en ayant soin que l'une des deux extrémités qui dépassent le fourneau soit plus élevée que l'autre d'un demi-pouce. On garnit l'orifice inférieur d'un large tube de verre qui va plonger dans un flacon dont l'ouverture est fermée par un bouchon, et porte un tube étroit destiné au dégagement des gaz non coercibles, comme l'indique la pl. III, fig. 14, ou A B représentent le tube de porcelaine, B C le large tube de verre recourbé, D le flacon plein d'eau, et E le tube de dégagement. Le tuyau de porcelaine est fermé en A par un bouchon de liége, qu'on peut enlever à volonté.

Digitized by Google

Quand le charbon que le tube renferme est bien rouge, on introduit du soufre par le bout supérieur, que l'on rebouche ensuite. Le soufre fond, coule à travers le charbon, et il se produit du sulfide carbonique, qui se rassemble dans l'eau. Dès que ce composé cesse de passer, on glisse un autre morceau de soufre dans le tube, en continuant de même. Il faut avoir soin que le soufre passe constamment en excès à travers le tube; car, sans cette précaution, on n'obtient qu'un sulfure de carbone gazeux, dont aucune parcelle ne se condense. La plus grande difficulté que présente l'opération est d'empêcher que le tube ne soit obstrué par du soufre condensé à sa sortie du fourneau, et après qu'il a traversé le charbon. Les tuyaux de porcelaine sont sujets à éclater dans l'endroit où l'on introduit le soufre. C'est pourquoi L. Gmelin a conseillé de les remplacer par des tubes en fonte. Ceux-ci supportent très-bien l'opération, et peuvent servir long-temps : seulement il ne faut pas que la chaleur soit par trop forte. La fonte noire paraît être préférable pour cela à la blanche ou à la grise, parce qu'elle se sulfure moins facilement.

L'opération réussit encore quand on volatilise du soufre dans une cornue, et qu'on le fait passer à travers des charbons ardens. Ce procédé a l'avantage que le récipient ne se remplit pas de soufre, qui l'obstrue.

On peut également se procurer du sulfide carbonique, en faisant rougir du sulfure d'antimoine (antimoine cru) avec du charbon, dans un vaisseau distillatoire. Préparé de cette manière, il ne contient point d'excès de soufre; seulement on en obtient moins. Ce procédé exige aussi qu'on élève davantage la température, et qu'on entretienne plus long-temps le feu.

Enfin, on peut préparer le sulfide carbonique en distillant ensemble, dans une cornue de porcelaine, quatre parties de pyrite sulfureuse (sulfure de fer natif avec excès de soufre), et une, ou un peu plus, de charbon bien brûlé. Ici le succès de l'opération tient à ce que les

Digitized by Google

deux corps soient réduits en poudre très-fine, et parfaitement mêlés ensemble.

Quand on distille un mélange de cire ou de sucre et de soufre, on obtient, outre du sulfide hydrique, une grande quantité de sulfide carbonique liquide, mais qui contient de l'huile empyreumatique.

Le sulfide carbonique se rassemble au fond de l'eau du flacon, sous la forme d'un liquide oléagineux, jaunâtre et peu coulant, dont quelques gouttes se répandent de temps en temps à la surface de l'eau, et s'y maintiennent pendant un certain temps. Il tient encore en dissolution du soufre, dont on est obligé de le débarrasser par la distillation à une douce chaleur, opération après laquelle il est parfaitement clair et sans couleur. S'il est encore trouble après avoir subi la distillation, ce phénomène dépend d'une petite quantité d'eau, qui se dépose au bout de quelques jours. Il a une saveur âcre, fétide, un peu aromatique, et une odeur nauséabonde, analogue à celle du sulfide hydrique, mais différente néanmoins. Sa pesanteur spécifique est de 1,272, et son pouvoir réfringent de 1,645. A l'air libre, il entre en ébullition à + 42 degrés, et à + 12 degrés il se volatilise avec une telle force, qu'il supporte une colonne de mercure de 7,6 pouces de hauteur, et dilate l'air, qu'il sature d'un quart de son volume. On ignore encore s'il existe un degré de froid auquel il puisse se solidifier. En se vaporisant sous le récipient de la machine pneumatique, il peut produire un froid qui aille jusqu'à — 60 degrés, et la portion qui ne se réduit pas en vapeur reste liquide.

Le sulfide carbonique est extrêmement inflammable; à peine a-t-il besoin de la température du mercure bouillant pour s'enflammer, et lorsqu'on approche de lui un corps en ignition, il prend feu à une distance assez grande. Il brûle avec une flamme bleue, donne du gaz acide sulfureux et de l'acide carbonique, et dégage en brûlant une chaleur très-élevée. Il ne se dissout pas dans l'eau; mais celle-ci acquiert sa saveur, et contient probablement une partie du gaz entraîné

Digitized by Google

par ce corps, de même qu'elle absorbe aussi d'autres gaz. On le mêle sans peine avec les huiles grasses et volatiles, et il dissout le camphre. L'air et l'eau ne le décomposent pas; mais lorsqu'on le conserve pendant longtemps dans un flacon bouché, avec un peu d'eau, de manière qu'il soit en contact à la fois avec l'eau et avec l'air, il devient jaune, et l'on trouve de l'acide sulfurique dans l'eau, avec du gaz acide carbonique dans l'air. A la température ordinaire de l'atmosphère, il n'agit point sur les métaux. Quand il entre en contact, sous la forme de vapeur, avec des métaux rougis au feu, ceux-ci se sulfurent à ses dépens, et le charbon se précipite sur les sulfures métalliques formés. Le potassium, chauffé dans sa vapeur, s'enflamme, condense le soufre, avec production de feu, et produit du sulfure potassique mêlé de charbon.

Quand on fait passer des vapeurs de sulfide carbonique à travers des oxides métalliques rougis au feu, il se forme du gaz acide carbonique, du gaz acide sulfureux, et les métaux réduits sont convertis en sulfures.

Le sulfide carbonique dissout le soufre. La dissolution est d'un jaune foncé. En s'évaporant, elle laisse déposer du soufre, sous la forme de cristaux. L'alcool et l'éther en précipitent aussi le soufre, sous celle de cristaux aciculaires. Quand on l'agite avec un amalgame de plomb ou d'argent, le métal s'empare du soufre qu'elle tenait dissous.

Le sulfide carbonique dissout le phosphore, et il en prend une grande quantité, c'est-à-dire jusqu'à huit fois son propre poids. On a prétendu que la dissolution s'enflammait spontanément à l'air; mais je n'ai rien vu de semblable. Elle est précipitée par l'alcool, qui sépare le phosphore.

Le sulfide carbonique se combine avec le chlore, qui est absorbé par lui et prend son odeur, sans éprouver d'ailleurs aucun changement de sa part. Mais lorsqu'on met ces deux corps ensemble en contact avec l'eau, ils se décomposent, et il se forme un composé cristallin

Digitized by Google

particulier d'oxide carbonique, d'acide hyposulfureux et de chlore, que je décrirai à l'occasion de l'oxide carbonique.

Le sulfide carbonique se combine aussi très-facilement avec l'iode. Cette substance s'y dissout, et donne lieu à une liqueur d'un beau rouge, dans laquelle l'eau ne détermine point de changement analogue à celui dont je viens de parler; elle dissout seulement une certaine quantité de la combinaison, et acquiert une couleur brune très-foncée; nul doute qu'il ne se décompose de l'eau dans cette réaction. J'ai vu se former autour de l'orifice d'un flacon contenant une dissolution d'iode dans le sulfide carbonique, des cristaux rouges et inaltérables à l'air, dont la composition n'a point été examinée.

Le sulfide carbonique se combine avec les sulfobases, et produit ainsi des sels, que nous appelons *sulfocarbonates*. Les oxibases le dissolvent lentement; une partie du sulfide carbonique se trouve décomposée, pour former la sulfobase qui doit en saturer une autre partie; le sulfide se convertit en acide carbonique aux dépens de l'oxigène de l'oxibase, dont le radical se combine ave le soufre; de là résulte, par l'action réciproque de ces deux corps, un mélange d'oxicarbonate et de sulfocarbonate de la base dont on s'est servi.

Le sulfide carbonique est composé de 84,23 parties de soufre, et 15,77 de carbone, ou 100 parties de soufre et 18,72 de carbone. Cette proportion est telle que quand le carbone se convertit en acide carbonique aux dépens de l'eau, la quantité d'hydrogène mise à nu est précisément celle qui est nécessaire pour convertir le soufre en sulfide hydrique. Elle correspond à deux volumes de soufre pour un volume de carbone.

La découverte du sulfide carbonique est due à Lampadius, qui l'obtint par hasard en distillant une pyrite sulfureuse avec du charbon, mais qui ne put plus le reproduire ensuite. Lampadius l'appela *alcool de soufre*. Quelque temps après, Clément et Desormes le décou-

Digitized by Google

vrirent de nouveau, et avec lui la manière de le préparer : ils trouvèrent qu'il est composé de soufre et de charbon. Berthollet le jeune a cherché ensuite à prouver qu'il ne contient pas de charbon, mais bien du soufre et de l'hydrogène, et plusieurs chimistes l'ont considéré comme de l'hydrogène sulfuré au maximum. Cluzel a tenté aussi d'établir que c'est un composé d'hydrogène, de carbone, de nitrogène et de soufre, mais contenant ce dernier dans un état tel qu'il donne plus d'acide sulfurique que le soufre ordinaire, et que ce soufre particulier est un oxide du radical du soufre. Enfin Berthollet père, Vauquelin et Thénard ont démontré qu'il est composé de soufre et de carbone, sans hydrogène, corollaire à l'appui duquel viennent les expériences que j'ai faites à Londres, de concert avec Marcet.

2° *Sulfure de carbone solide.* Le charbon qui reste après la préparation du sulfide carbonique, est très-corrodé; ce n'est plus du charbon pur, et il contient beaucoup de soufre. En effet, le soufre a chassé l'hydrogène (ce qui explique l'abondante formation de gaz sulfide hydrique qui accompagne l'opération), pris sa place, et produit un composé, duquel le soufre ne peut être expulsé par la chaleur. Si on le brûle avec du salpêtre, dans un creuset, on obtient, entre autres produits, du sulfate potassique.

3° *Sulfure de carbone gazeux.* Quand on mêle du sulfure de potassium (obtenu en fondant ensemble du carbonate potassique et du soufre) avec du charbon de bois bien brûlé et pulvérisé, et qu'on distille le mélange dans une cornue garnie d'un tube propre à laisser les gaz se dégager (fig. 1, pl. II.), on obtient une quantité considérable d'un gaz particulier, qui exhale un peu l'odeur du gaz sulfide hydrique, mais qui n'est pas soluble dans l'eau, et qui ne réagit point à la manière des acides. Ce gaz est inflammable; il brûle en produisant de l'acide sulfureux et de l'acide carbonique. Le gaz chlore le décompose instantanément, et une partie

Digitized by Google

du soufre se dépose. On dit qu'il ne contient pas d'hydrogène. Scheele en a fait la découverte; mais il n'a presque point été étudié depuis, et mériterait par conséquent un nouvel examen.

Des phosphures de carbone.

Lorsqu'on décompose de l'acide phosphorique par le moyen du charbon, une certaine quantité de ce dernier corps se combine avec du phosphore. Le composé qui résulte de là n'est pas fusible, comme le phosphore, et on se le procure en exprimant à travers une peau de chamois, dans l'eau bouillante, le phosphore qui a passé dans le récipient; ce qui reste dans la peau est du phosphure de carbone. Il contient encore un peu de phosphore en excès, dont on peut le débarrasser en le distillant à une douce chaleur : la matière qui reste au fond de la cornue est la combinaison, parfaitement saturée, de charbon et de phosphore. Elle a une couleur orangée-foncée, ne luit pas dans l'obscurité, et n'éprouve aucune altération de la part de l'air, à la température ordinaire. Si on la fait rougir dans des vaisseaux clos, elle se décompose; du phosphore passe à la distillation, et il reste du charbon. Le phosphure de carbone s'enflamme à l'air, quand la température est élevée, brûle, et laisse un charbon entouré d'acide phosphorique.

Gaz oxide carbonique et phosphore. Dans la préparation du phosphore, vers la fin de l'expérience, il passe, en même temps que l'acide carbonique, un gaz particulier, permanent et combustible, qu'on peut débarrasser de l'acide carbonique qui s'y trouve mêlé, en le lavant avec de l'eau de chaux. Ce gaz a une odeur désagréable, ne se dissout pas dans l'eau, n'éprouve aucune altération de la part des alcalis et des terres, brûle à l'air avec une flamme claire et semblable à celle du phosphore, précipite l'or, l'argent et le platine de leurs dissolutions, sous forme métallique, et perd son phosphore quand on l'agite avec de l'acide sulfurique,

Digitized by Google

de l'acide nitrique ou de l'eau de chlore. Il paraît résulter d'une combinaison du phosphore avec le gaz oxide carbonique, et peut-être aussi avec un peu de gaz hydrogène. Il absorbe une proportion assez considérable de phosphore, ce qui fait qu'il diminue de beaucoup la quantité de ce corps qu'on obtiendrait sans lui. C'est pourquoi on a essayé de le brûler dans un appareil où l'on pût recueillir l'acide phosphorique qui se forme pendant sa combustion.

Suivant Grotthuss, on obtient un gaz analogue en faisant bouillir du phosphore avec une dissolution de potasse dans l'alcool; mais le gaz ainsi préparé ne prend pas feu spontanément, et il est enflammé tant par l'acide nitrique fumant que par le gaz nitreux mêlé de gaz oxigène et par le chlore; les produits sont de l'acide carbonique et de l'acide phosphorique.

Des chlorures de carbone.

Le charbon ne s'unit point au chlore par contact immédiat. Si l'on introduit du charbon échauffé, mais non rouge, dans du gaz chlore recueilli sur l'eau, et par conséquent humide, il s'enflamme, avec production de gaz acide carbonique et de gaz acide hydrochlorique. Pendant long-temps on expliqua ce phénomène en disant que le chlore est réduit à l'état d'acide hydrochlorique par le charbon, et que celui-ci se convertit en acide carbonique aux dépens de l'excès d'oxigène du chlore; mais Humphry Davy a fait voir que la présence de l'eau était nécessaire à la réussite de l'opération, et que l'hydrogène de cette eau se portait sur le chlore, tandis que son oxigène s'unissait au carbone. En effet, du charbon en pleine ignition n'éprouve aucun changement dans le gaz chlore sec, à quelque température que ce soit. Davy fit décharger l'appareil électrique de deux mille paires de plaques de l'institution royale de Londres, par le moyen de deux pointes de charbon, qui étaient mises en contact l'une avec l'autre dans du gaz chlore sec, et malgré la chaleur extrêmement in-

Digitized by Google

tense à laquelle le charbon fut exposé par-là, il ne subit pas la moindre altération, non plus que le chlore. Il résultait de cette expérience que le chlore ne peut pas contenir d'oxigène faiblement enchaîné, et elle a été considérée depuis comme une preuve fondamentale de sa simplicité. Cependant on peut élever une objection contre elle, et dire que, quoiqu'il ne puisse pas y avoir dans le chlore d'oxigène retenu par d'aussi faibles liens qu'on le présume, il serait possible néanmoins que ce corps en contînt réellement, mais que celui-ci n'abandonnât l'acide muriatique que dans la circonstance où ce dernier serait pris par un corps dont l'oxide serait susceptible de se combiner avec lui, ce qui ne paraît pas être le cas du chlore; mais cette objection a été renversée par Faraday, qui n'a pas découvert, entre le chlore et le carbone, moins de trois combinaisons, dans lesquelles un volume du dernier se trouve uni à un, deux et trois volumes du premier.

Chloride carboneux. Quand on prend le liquide éthéré produit par la combinaison du gaz oléfiant avec le chlore, et communément appelé éther chloreux, et qu'on l'expose à la lumière du soleil, dans un vase rempli de gaz chlore, peu à peu le gaz perd sa couleur, et se convertit en gaz acide hydrochlorique. Si l'on fait absorber celui-ci par de l'eau, et qu'on le remplace par de nouveau gaz chlore, jusqu'à ce qu'il cesse de se produire de l'acide hydrochlorique, l'éther chloreux se convertit en une masse solide et cristalline, dont Collin et Robiquet avaient déjà remarqué la formation, mais sans donner suite à ce premier aperçu. Dans cette expérience, le chlore se partage entre l'hydrogène et le carbone; le chloride hydrique prend la forme de gaz, et le chloride carboneux reste sous celle d'une masse solide. Pour le débarrasser du chloride hydrique qui y adhère, on commence par le laver dans de l'eau, puis on le dissout dans de l'alcool, et on fait tomber la dissolution goutte à goutte dans de l'eau contenant un peu de potasse; il est précipité par-là du liquide; on le lave encore dans de

Digitized by Google

l'eau, on le presse fortement dans du papier Joseph, et on le fait sécher.

Ce corps est sans couleur et presque sans saveur, mais il a une odeur aromatique, analogue à celle du camphre. Il s'écrase avec facilité. Sa pesanteur spécifique est presque double de celle de l'eau. Il entre en fusion à + 160 degrés, et en ébullition à + 180. Sa vapeur se condense en cristaux transparens, dont la forme primitive est un octaëdre. A l'état liquide, il est transparent et sans couleur. Il est difficile à brûler; mais quand on le met en contact avec du gaz oxigène, à la chaleur rouge, il brûle avec vivacité, et se convertit en gaz acide carbonique et gaz chlore. Dans la flamme d'une lampe à esprit de vin, il brûle sans interruption, en répandant des vapeurs d'acide hydrochlorique, mais s'éteint dès qu'on le retire de la flamme. Il ne se dissout, ni dans l'eau froide, ni dans l'eau chaude, mais il est soluble dans l'alcool, et plus encore dans l'éther. Ces dissolutions ne sont pas troublées par le nitrate argentique. Il est également soluble dans les huiles grasses et volatiles. Mêlé, sous forme de vapeur, avec du gaz hydrogène, il n'est point inflammable par l'étincelle électrique; mais si l'on fait passer le mélange à travers un tube rougi au feu, on obtient du gaz acide hydrochlorique, et du charbon se dépose dans le tube. Quand on dirige sa vapeur sur des métaux rouges, il se décompose, et l'on obtient un chlorure métallique, avec du charbon. Si l'on fait passer cette même vapeur sur des oxides métalliques, les produits sont du chlorure métallique, du gaz acide carbonique et du métal réduit. Sa vapeur est absorbée par les terres alcalines anhydres (la magnésie exceptée), avec dégagement de lumière. La masse devient noire, et l'on obtient un mélange de carbonate et de chlorure terreux, avec du charbon. Dans aucune de ces expériences, il ne se forme ni eau ni gaz acide hydrochlorique.

Faraday s'y est pris de la manière suivante pour connaître la composition de ce corps. Un volume de gaz

Digitized by Google

oléfiant condense cinq volumes de gaz chlore, et donne quatre volumes de gaz acide hydrochlorique; mais ceux-ci ne contiennent que deux volumes de chlore, parce que le gaz acide hydrochlorique est composé de chlore et d'hydrogène en volumes égaux; par conséquent, trois volumes de chlore sont entrés en combinaison avec le carbone du gaz oléfiant. Nous avons vu précédemment que ce gaz contient un volume de carbone égal au sien. En poids, le chloride carboneux est composé, sur cent parties, de 10,18 de carbone et 89,82 de chlore.

Chlorure carbonique. Si l'on fait passer la combinaison qui vient d'être décrite, sous forme de vapeur, à travers un tube de porcelaine rougi au feu, et plein de petits fragmens de porcelaine, et qu'on la reçoive ensuite dans un ballon rafraîchi, elle subit une décomposition; du gaz chlore est mis en liberté, et un liquide éthéré se rassemble dans le ballon. Ce liquide est teint en jaunâtre par un peu de chlore, et contient en outre une portion non décomposée de chloride carboneux. On le débarrasse de l'un et de l'autre par des distillations réitérées.

A l'état de pureté, il est incolore, et limpide comme de l'eau. Sa pesanteur spécifique est de 1,5526. Il réfracte la lumière à peu près comme le camphre fondu, n'est point conducteur de l'électricité, et ne peut pas être enflammé dans le gaz oxigène sec quand la température n'est point fort élevée. Il brûle dans la flamme de l'esprit de vin, avec une flamme brillante et jaunâtre, en donnant beaucoup de fumée et des vapeurs d'acide hydrochlorique. Il se maintient encore liquide à — 18 degrés. Chauffé sous l'eau, il prend la forme de vapeur entre + 71 et + 77 degrés, et la conserve jusqu'à ce que la température baisse. Il est insoluble dans l'eau, mais se dissout dans l'alcool, l'éther et les huiles, tant grasses que volatiles. Il absorbe le chlore, mais ne contracte de combinaison chimique avec lui que quand on l'expose à la lumière du soleil; alors il donne naissance au corps cris-

Digitized by Google

tallin qui a été décrit précédemment. C'est un fait très-remarquable que la chaleur et la lumière produisent ici des effets opposés, puisque la première détermine la séparation des élémens, et que l'autre les porte à se réunir de nouveau.

D'après les recherches de Faraday, ce chlorure est composé d'un volume de carbone et deux volumes de chlore, ou, sur cent parties, de 14,5 de carbone et 85,5 de chlore. Sa manière de se comporter avec les métaux, l'hydrogène et les bases salifiables, est la même que celle du précédent.

Chlorure carboneux. Julin, d'Abo, a obtenu, dans une distillation d'eau forte, un sublimé qui avait extérieurement une grande ressemblance avec le chloride carboneux. Ce sublimé fut remis à Faraday et Phillips pour l'examiner : ils trouvèrent que c'était un troisième chlorure de carbone, composé de carbone et de chlore à volume égal, ou contenant, sur cent parties, 25,2 de carbone et 74,8 de chlore. Cette combinaison est incolore, facile à fondre, volatile, difficile à brûler, insoluble dans l'eau, mais soluble dans l'alcool et l'éther. Julin ne l'a obtenue qu'une seule fois; Faraday et Phillips n'ont pu parvenir à la reproduire. Par conséquent, les circonstances dans lesquelles elle se forme sont encore ignorées.

Sérullas paraît avoir découvert une combinaison de chlorure de carbone et de chloride hydrique, que l'on obtient en distillant le chlorure de cyanogène jaune et huileux, qui a été décrit précédemment, avec du chlorure de calcium et du carbonate calcique réduit en poudre fine. Au milieu d'une vive effervescence, se dégage un liquide incolore, oléagineux, et sur la fin il se sublime du chlorure de carbone. Si l'on distille encore une fois le liquide, il laisse de nouveau un peu de chlorure de carbone, et devient pur. Il est transparent et incolore. Son odeur est acide et piquante, sa saveur douceâtre. Il ne se dissout point dans l'eau, imprime sur le papier une tache grasse, qui ne tarde pas à s'effacer, et

Digitized by Google

n'est point décomposé, ou ne l'est qu'avec une lenteur extrême, par les dissolutions alcalines.

Des iodures de carbone.

L'iode se combine avec le carbone en deux proportions différentes. Ces combinaisons ont été découvertes par Serullas. On obtient l'une en dissolvant de l'hydrate calcique dans l'alcool à 0,833, jusqu'à parfaite saturation, et mêlant à cette liqueur une dissolution également saturée d'iode dans l'alcool. On évapore ensuite le liquide à une douce chaleur; il s'y forme ainsi de petites écailles cristallines, jaunâtres et brillantes. On peut aussi précipiter ces écailles de la liqueur spiritueuse en versant de l'eau dans celle-ci. Elles ont une odeur aromatique, analogue à celle du safran, et une saveur également aromatique. Leur pesanteur est double de celle de l'eau, dans laquelle elles sont insolubles, aussi bien que dans les acides et les alcalis. La potasse caustique les décompose peu à peu. Elles ne sont pas conductrices de l'électricité. A + 100 degrés, elles se subliment, sans subir d'altération. A + 120 degrés, elles entrent en fusion, et commencent à se décomposer, avec dégagement d'iode, et en laissant un dépôt de charbon. Elles sont solubles dans l'alcool et l'éther, et leur dissolution a une saveur sucrée. Traitées par le chlore, elles se décomposent, et donnent pour produits du gaz acide hydrochlorique, du chlorure d'iode, et une masse blanche, onctueuse, qui se dissout dans l'alcool, mais qui est insoluble dans l'eau.

L'autre degré de combinaison s'obtient en mêlant exactement la précédente avec parties égales de chloride phosphorique, et distillant le mélange à la température précisément suffisante pour fondre la combinaison d'iode et de gaz oléfiant. L'orifice du vase distillatoire plonge dans de l'eau, au fond de laquelle le nouveau corps se rassemble sous la forme d'une huile. Il est rouge dans le col de la cornue; mais, dans l'eau, il devient incolore et trouble. Après que la distillation

Digitized by Google

est achevée, on le lave d'abord avec de l'eau, puis avec de la potasse, pour enlever une certaine quantité de chlorure d'iode, et enfin avec de l'acide sulfurique concentré, qui détruit un peu d'éther chloreux. Cela fait, on le lave encore une fois, d'abord avec de la potasse, et ensuite avec de l'eau. Quand on le traite par l'acide sulfurique, avant de l'avoir lavé avec de la potasse, il se décompose. C'est un liquide transparent, et faiblement coloré en jaunâtre. Il a une odeur éthérée, pénétrante, une saveur douce, qui persiste long-temps, et qui est accompagnée d'une sensation de froid, comme celle de la menthe. Il se précipite au fond de l'acide sulfurique, et se dissout un peu dans l'eau, qui prend son odeur et sa saveur. Il se décompose à l'air, y devient rouge et ensuite brun, teinte causée par de l'iode mis à nu. Le gaz chlore le décompose rapidement. Le potassium n'éprouve aucune altération de sa part. Il n'est pas inflammable, même lorsqu'on fait passer l'étincelle électrique dans un mélange de sa vapeur avec du gaz oxigène. Sa composition n'est point encore connue. Serullas croit qu'il contient moins d'iode que le précédent.

Ces combinaisons furent considérées d'abord comme renfermant de l'hydrogène; mais Mitscherlich a fait voir qu'elles ne contiennent que de l'iode et du carbone.

Du bromure de carbone.

On obtient du bromure de carbone, suivant Serullas, en mêlant ensemble, dans un vase cylindrique un peu élevé, une partie d'iodure solide de carbone et deux de brome. Il se fait une décomposition, avec sifflement, dégagement de chaleur, et formation de bromure d'iode et de bromure de carbone. On peut extraire le premier au moyen de l'eau et d'un peu d'alcali; après quoi le bromure de carbone reste, sous la forme d'un liquide incolore, d'odeur éthérée, et de saveur douce. Au-dessous de + 5 degrés il est solide et cristallin, comme

Digitized by Google

du camphre. Il est très-volatil et un peu soluble dans l'eau.

10. DU BORE.

Ce corps a été découvert simultanément en Angleterre par Davy, et en France par Gay-Lussac et Thénard. C'est le radical combustible de l'acide contenu dans un sel fossile appelé *borax*, d'où son nom a été tiré. On le rencontre rarement dans la nature, et toujours sous la forme d'acide borique, tantôt libre, tantôt combiné avec de la soude ou de la magnésie, et faisant partie constituante de divers minéraux, tels que la datholite, l'axinite et la tourmaline.

Les auteurs de sa découverte l'ont obtenu en mêlant avec du potassium de l'acide borique en poudre fine, qu'ils avaient préalablement purgé d'eau par la fusion, et chauffant le mélange jusqu'à ce qu'il commençât à rougir. Dans cette opération, le potassium se combine avec l'oxigène de l'acide, pour former de la potasse, qui s'unit à une portion non décomposée d'acide et produit du borate potassique. Quand l'action du potassium est épuisée, on a une masse d'un gris brunâtre, de laquelle l'eau extrait le borate potassique, en laissant à nu le bore. Cependant ce procédé ne procure qu'une petite quantité de bore, en comparaison de celle du potassium qu'on a employée, tant parce que l'acide contient très-peu d'oxigène, que parce qu'on ne peut pas l'obtenir parfaitement anhydre pour le soumettre à l'opération, attendu que, tandis qu'on le pulvérise, il attire une quantité notable d'humidité atmosphérique. Cette eau est la cause de la lumière intense qui se développe pendant la décomposition de l'acide, et du dégagement de gaz qui a toujours lieu dans l'opération. On obtient du bore avec moins de potassium, en se servant du sel, difficilement soluble, qui se forme quand on sature à froid de l'acide fluorique liquide avec de l'acide borique, et qu'on verse ensuite, goutte à goutte, dans cette liqueur, une dissolution de fluorure potassique, jusqu'à ce qu'il

Digitized by Google

ne se produise plus de précipité : on lave bien le sel obtenu, et on le fait sécher à une température voisine de la chaleur rouge; on l'introduit dans un petit cylindre en fer, et on l'y mêle bien avec une quantité de potassium égale à la sienne (ou plus exactement avec 29,4 parties de potassium pour 31,3 parties de sel). Afin d'opérer ce mélange, on chauffe le tube de verre, ce qui liquéfie le potassium, et l'on remue bien la masse saline avec une baguette en fer. L'opération peut aussi s'exécuter dans un tube de verre fermé à l'une de ses extrémités; mais alors il est toujours à craindre qu'une certaine quantité de la silice du verre ne se réduise aussi. Les choses étant disposées de cette manière, on chauffe le tube jusqu'à ce qu'il commence à rougir : le bore se réduit sans le moindre bruissement perceptible, et la masse se trouve alors composée de fluorure potassique et de bore. En la traitant par l'eau, on dissout le sel, et le bore demeure seul. Si l'on emploie trop peu de potassium, une partie du sel reste indécomposée, et il devient difficile de l'enlever complètement par le lavage, parce qu'il se dissout avec beaucoup de peine dans l'eau. Le mieux est donc de mettre un léger excès de potassium.

Le bore ainsi obtenu est sous la forme d'une poudre de couleur brunâtre-foncée, tirant un peu sur le vert. On remarque en le lavant que quand on a mis de côté l'eau du premier lavage, qui contient du borate ou du fluorure potassique, suivant le procédé auquel on a eu recours, la liqueur qui passe ensuite commence à se colorer, de manière qu'enfin, dès qu'il ne reste plus de sel, elle passe à travers le filtre avec une teinte de jaune foncé. C'est là une dissolution de bore dans l'eau. On peut l'empêcher de se produire en opérant le lavage avec une faible dissolution de sel ammoniac, et lavant ensuite le résidu avec de l'alcool, pour enlever le sel ammoniac qui pourrait y être resté adhérent. La dissolution du bore dans l'eau est jaune, avec une teinte verdâtre. Lorsqu'on y verse une dissolution de sel ammoniac, elle se

Digitized by Google

trouble, et au bout de quelque temps du bore se précipite. Quand on l'évapore à siccité, elle laisse le bore sous la forme d'une croûte translucide, d'un vert jaunâtre, qui devient opaque par la dessiccation parfaite, se fendille, et finit par se résoudre en une poudre parfaitement semblable à celle de la portion non dissoute du bore. Chauffé dans le vide ou dans des gaz qui ne contiennent pas d'oxigène, le bore perd cette espèce de solubilité dans l'eau.

Le bore n'est point conducteur de l'électricité. On ignore s'il peut devenir électrique par le frottement. Il salit beaucoup les doigts. Il n'éprouve aucun changement ni de la part de l'eau bouillante ni de celle des alcalis ou des acides, à l'exception de l'acide nitrique et de l'eau régale, qui se décomposent, tandis que lui-même passe à l'état d'acide borique. Lorsqu'on le fait chauffer dans le vide ou dans des gaz sans action sur lui, jusqu'à ce qu'il soit arrivé au rouge blanc, il ne subit d'autre changement que de se racornir, de prendre une couleur plus foncée, et de devenir assez dense pour se précipiter au fond de l'acide sulfurique concentré, ce qu'il ne faisait point auparavant. Il a une affinité très-puissante pour l'oxigène. A l'air, il s'enflamme à une température un peu moins élevée que celle de l'huile d'olive bouillante, jette une lumière très-vive et rougeâtre, et lance des étincelles, comme la poudre de charbon. Il s'enflamme plus facilement encore dans le gaz oxigène, où il brûle en répandant une chaleur intense, et laissant voir une faible flamme verdâtre à sa surface. Il ne brûle complètement ni à l'air libre ni dans le gaz oxigène, parce que l'acide borique, résultat de la combustion, se fond, et finit par l'envelopper tellement, qu'il ne lui permet plus aucun contact avec l'oxigène : il faut alors le laver avec de l'eau, qui laisse pour résidu la portion du bore non brûlée. On a cru d'abord que cette portion non brûlée était de l'oxide de bore; mais je n'ai pu trouver la moindre différence entre elle et

Digitized by Google

tout autre bore quelconque. Cependant elle est dans le même état de condensation que celui où le corps se trouve réduit par l'action de la chaleur.

Mêlé avec du salpêtre, le bore détonne, quand il commence à rougir, avec une violence qui ressemble à une explosion. Lorsqu'on le mêle avec du carbonate alcalin, et qu'on le fait chauffer, il brûle aux dépens de l'acide carbonique; du carbone est réduit et noircit la masse. Si l'on ajoute du bore à un alcali caustique fondu, il se fait une effervescence, du gaz hydrogène se dégage, et le bore s'oxide aux dépens de l'eau : en interrompant l'expérience, et lavant le résidu, on retrouve, sans qu'il ait subi aucun changement, le bore, qui n'a point été oxidé. Le bore s'oxide très-facilement par la voie humide, quand on le met en digestion avec de l'acide nitrique ou de l'eau régale. Dans tous ces cas, il se forme de l'acide borique, seul degré d'oxidation du bore que l'on connaisse jusqu'à présent. L'acide borique est composé de 31,19 parties de bore et 68,81 d'oxigène.

Le bore, du moins d'après ce qu'on sait aujourd'hui, ne se combine point en proportion déterminée avec l'hydrogène; mais, suivant Davy, le gaz hydrogène qui se dégage de l'eau versée sur le bore réduit avec un excès de potassium, contient des traces de cette substance. De son côté, Léopold Gmelin a trouvé que quand on fait dissoudre du borure de fer dans de l'acide hydrochlorique, on obtient un gaz hydrogène qui exhale une odeur analogue à celle de l'assa-fœtida, et qui, mêlé sur l'eau avec du chlore, se remplit d'un nuage d'acide borique; mais il ne contient que très-peu de bore. Ces phénomènes prouvent donc qu'il n'existe pas une combinaison chimique déterminée du bore avec l'hydrogène, semblable à celles que nous avons décrites précédemment à l'occasion des autres métalloïdes; mais, attendu que le bore ne saurait être considéré comme contenu à l'état de vapeur dans le gaz, on peut bien

Digitized by Google

admettre que celui qui s'y trouve mêlé au gaz hydrogène, est avec lui dans un état de combinaison analogue à ceux dont nous venons de parler.

Du sulfide borique.

Le bore s'unit au soufre lorsqu'on le chauffe jusqu'au rouge blanc dans du soufre réduit à l'état de vapeur. Il s'enflamme alors, et brûle avec une flamme rouge; mais le sulfide borique s'étend ordinairement à la surface de la portion non consumée, de manière qu'il est rare que la masse se combine en totalité avec le soufre. Lorsque ce cas arrive, le composé qui en résulte est blanc et sans transparence. La plupart du temps, il est gris, et a presque la même teinte qu'auparavant.

Le bore paraît pouvoir s'unir au soufre dans plus d'une proportion. Le sulfure qu'on obtient en continuant à rougir la masse brûlée jusqu'à ce que le soufre gazeux se soit condensé sur les parties les plus froides, se dissout dans l'eau, avec dégagement violent de gaz sulfide hydrique, et donne un liquide clair, qui contient de l'acide borique. Celui, au contraire, qu'on a retiré du feu aussitôt que le bore s'est enflammé dans le soufre gazeux, et qu'on a, par conséquent, laissé refroidir dans ce dernier, donne, quand on le fait dissoudre dans l'eau, non-seulement du gaz sulfide hydrique, mais encore du soufre très-divisé, qu'on appelle *lait de soufre* (*lac sulphuris*), et qui indique que, durant la dissolution, il s'opère une séparation chimique de soufre. On a prétendu que le bore et le soufre pouvaient, fondus ensemble, se convertir en une masse verdâtre, mais ce n'est là qu'un simple mélange, duquel on peut retirer le soufre par la distillation, et obtenir pour résidu du bore n'ayant subi aucune altération.

On n'est point parvenu encore à combiner le bore avec le phosphore.

Du chloride borique.

Le bore préparé depuis peu, qui n'a point été chauffé

Digitized by Google

dans le vide, et qui n'a pas non plus acquis une densité plus considérable par l'action de la chaleur, s'enflamme spontanément dans le gaz chlore, et y brûle avec vivacité; mais le bore condensé ne s'enflamme pas dans ce gaz sans le concours de la chaleur. Le produit de la combinaison est un gaz incolore, qui, mis en contact avec l'air, donne naissance à des vapeurs épaisses. La manière la plus facile d'obtenir ce gaz consiste à souffler, au milieu d'un morceau de tube de baromètre, une petite boule dans laquelle on met du bore; on fait ensuite arriver du gaz chlore bien sec dans le tube, et quand tout l'air atmosphérique est expulsé, on chauffe doucement le bore ; il s'enflamme bientôt, et l'on recueille sur la cuve à mercure le gaz qui a passé à sa surface. Ce gaz contient ordinairement un excès de chlore, dont on le dépouille en l'agitant avec du mercure. L'eau l'absorbe; mais quand le vaisseau est d'un petit diamètre, l'absorption n'a pas lieu instantanément, parce que le gaz est décomposé par l'eau, avec formation d'acides hydrochlorique et borique, dont le dernier se dépose à la surface du liquide, qui ne peut plus alors entrer en contact avec le reste du gaz. Il est soluble aussi dans l'alcool, auquel il communique une odeur éthérée. Le gaz ammoniaque le condense en un corps salin volatil, susceptible de se sublimer d'un point du vaisseau à l'autre. Un volume de chloride borique condense un volume et demi de gaz ammoniaque. La vapeur épaisse que ce gaz produit à l'air provient de la décomposition qu'il éprouve de la part de l'air, et de laquelle résultent de l'acide hydrochlorique et de l'acide borique, qui, dans ce cas, perdent tous deux leur forme de gaz, en sorte que leurs molécules très-déliées voltigent dans l'air, qu'elles obscurcissent et rendent nébuleux. Comme le chloride borique décompose l'eau précisément en acides hydrochlorique et borique, il doit être composé de 9,257 parties de bore et 90,743 de chlore.

Digitized by Google

Du fluoride borique.

Quand on mêle un fluorure métallique avec de l'acide borique fondu, et qu'on chauffe le mélange, il se dégage un gaz permanent, nommé *fluoride borique*. Si le fluor est un corps halogène, comme tout porte à le présumer, le métal s'oxide, dans ce cas, aux dépens de l'acide borique, et forme un borate en se combinant avec la portion non décomposée de cet acide, tandis que le bore réduit s'unit au fluor, produisant ainsi un gaz qu'on doit recueillir sur le mercure. Ce gaz à tant de propriétés d'un acide énergique, que je crois devoir renvoyer sa description à l'époque où je traiterai de l'acide fluorique.

Jusqu'à présent on ne connaît aucune combinaison de bore, ni avec le brome, ni avec l'iode, ni avec le carbone.

II. DU SILICIUM.

Le silicium est, après l'oxigène, le plus abondant de tous les principes constituans de la croûte du globe. On le rencontre aussi, mais seulement en petite quantité, dans le règne organique. Cependant il n'y a pas encore long-temps qu'on est parvenu à l'isoler. Après que Davy eut découvert que les alcalis fixes sont des oxides, je réussis à faire voir que la silice est dans le même cas. En mêlant cette terre avec des métaux, par exemple, du fer ou du cuivre, je la réduisis par le charbon à une température très-élevée, avec formation de siliciure de fer ou de cuivre : dissolvant alors le siliciure de fer dans l'acide hydrochlorique, je vis se former de la silice, qui resta indissoute, et se développer plus de gaz hydrogène que le fer pur n'en fournit. Davy essaya ensuite d'isoler le silicium en faisant passer la vapeur du potassium à travers de la silice rougie au feu ; il obtint de cette manière une masse de laquelle, quand on y versa de l'eau, se dégagea du gaz hydrogène, et se sépara une poudre brunâtre, laquelle toutefois fut redissoute bientôt après

Digitized by Google

par l'eau, sans que le dégagement du gaz hydrogène s'arrêtât un seul instant, et fit prendre une teinte verte-olivâtre à la liqueur. J'ai reconnu depuis qu'on peut obtenir du silicium par deux procédés différens.

1° L'un consiste à chauffer du potassium dans du gaz fluoride silicique : le métal se couvre d'une croûte qui devient noire peu à peu et finit par éclater, ce qu'accompagne la déflagration du métal, qui brûle avec une flamme rouge. Le produit de la combustion est une masse scoriacée, brune, qui, jetée dans l'eau, dégage avec violence du gaz hydrogène, et laisse précipiter une poudre d'un brun hépatique foncé, sur laquelle l'eau n'exerce plus aucune action. Cette matière est du silicium, simplement mêlé avec un sel difficile à dissoudre, qui se compose lui-même de fluor, de potassium et de silicium. Davy, Thénard et Gay-Lussac découvrirent ce corps brun, chacun de son côté; mais comme ils n'en séparèrent pas le sel difficile à dissoudre, ils furent conduits par-là à croire que c'était une combinaison de silice avec le radical de l'acide fluorique, qui, en brûlant, donne naissance à du fluate de silice, lequel toutefois n'était que le produit de la décomposition du sel étranger par la chaleur à laquelle la combustion donnait lieu. Or, on peut enlever la totalité de ce sel par le lavage, quoiqu'il faille beaucoup de temps pour cela.

2° On prend ce sel peu soluble, dont il est facile d'obtenir une grande quantité en saturant du fluoride silicique liquide par la potasse; on le lave bien, on le dessèche à une chaleur forte, mais non assez intense pour le faire rougir, et on le mêle ensuite avec huit à neuf dixièmes de son poids de potassium, dans un tube de fer ou de verre (ce mélange attaque vivement le platine), ce qui s'opère en faisant fondre le potassium avec lui, et remuant bien le tout avec une tige de fer; on chauffe alors la masse en la tenant au-dessus d'une lampe à esprit de vin : elle devient rouge tout à la fois, sans commencer par rougir à la surface. Le potassium brûle aux dépens de la silice, et produit une masse

Digitized by Google

cohérente, d'un brun hépatique, qui est un mélange de fluorure potassique et de siliciure de potassium, et dans laquelle peut en outre se trouver une portion encore intacte du sel qu'on a employé. On la jette dans de l'eau froide, ce qui détermine un grand dégagement de gaz hydrogène, qui ne tarde pas à cesser. Ce dégagement est dû à la décomposition du siliciure de potassium par l'eau; le métal s'empare de l'oxigène, et devient de la potasse, tandis que le silicium s'isole. Dès que l'effervescence est terminée, et la liqueur éclaircie, on la décante. Elle jouit de propriétés alcalines, à cause de la potasse qui s'y est formée. On y ajoute de l'eau fraîche, que l'on décante également lorsqu'elle est devenue limpide. Ni cette eau ni celle qui a été versée d'abord ne doivent être chaudes, parce que l'alcali libre détermine l'oxidation et la dissolution du silicium, quand il est aidé par la chaleur. On termine en lavant le résidu avec de l'eau bouillante, jusqu'à ce que celle-ci n'enlève plus rien. Quoique la première eau de lavage soit alcaline, les dernières deviennent acides, de sorte qu'elles rougissent le papier de tournesol. Cet effet tient à la dissolution de la portion non décomposée du sel difficile à dissoudre, qui a la propriété de rougir le papier de tournesol. Moins on emploie du potassium, et plus on a de ce sel à enlever par le lavage, plus aussi l'opération exige de temps. Sept parties de ce métal sont nécessaires pour décomposer la silice de dix parties de sel; mais il faut en mettre un léger excès, qui doit se combiner avec le silicium. Si cet excès est considérable, il se forme un siliciure de potassium, qui se dissout en totalité dans l'eau.

On peut aussi réduire le silicium en faisant rougir de la silice avec du potassium; mais, de cette manière, on n'en obtient qu'une petite quantité, et il n'est pas pur. La plus grande partie de celui qui se forme se dissout dans l'eau avec le potassium; l'eau de lavage devient verdâtre, et le silicium se trouve mêlé tant avec de la silice indécomposée qu'avec une combinaison insoluble de silice et de potasse.

Digitized by Google

Le silicium, tel qu'on l'obtient après l'avoir lavé et séché, est une poudre d'un brun foncé, qui ressemble tellement au bore, qu'on a beaucoup de peine à les distinguer l'un de l'autre par les seuls caractères extérieurs; cependant il est un peu plus foncé en couleur et plus brun. Il n'est point conducteur de l'électricité. On n'a pas pu déterminer s'il est susceptible de s'électriser par le frottement. Dans l'état sec, il s'attache fortement aux doigts, ainsi qu'à tous les objets qu'il touche, et les salit. On ne peut pas le fondre, et il a de commun avec le charbon et le bore la propriété de se racornir à une température élevée, en devenant plus dense, plus pesant et plus foncé en couleur. Cependant le changement qu'il subit dans ses propriétés est plus considérable que celui qui survient au bore et au charbon; de sorte que je suis obligé de décrire, chacun à part, les deux états sous lesquels il se présente avant d'avoir été soumis à l'action d'une haute température et après.

Avant d'avoir été chauffé, le silicium est assez facilement inflammable à l'air, et brûle d'une manière très-vive. Cependant il ne s'en consume ainsi guère plus d'un tiers environ; le reste est préservé par la silice qui se forme. Après avoir été brûlé, il a peu changé de couleur, et pris seulement une teinte moins foncée. Il brûle plus vivement encore dans le gaz oxigène; mais là aussi il en reste jusqu'aux trois cinquièmes, qui sont garantis par la silice. Sa combustion dans le gaz oxigène, même lorsqu'on a eu soin préalablement de le chauffer presque jusqu'au rouge dans le vide, et que par conséquent il ne peut plus contenir d'humidité, s'accompagne de la formation d'une certaine quantité d'eau, et l'on aperçoit une faible flamme bleue à sa surface. De là résulte qu'il contient un peu d'hydrogène qui, lorsque le siliciure de potassium vient à être décomposé par l'eau, se combine avec le silicium, en remplacement du potassium. Il n'est dissous ou oxidé, ni par l'acide sulfurique, ni par l'acide nitrique, ni enfin par un mélange d'acides nitrique et hydrochlorique, même

Digitized by Google

quand on le fait bouillir avec ces acides. Au contraire, l'acide hydrochlorique liquide, même à froid, et une dissolution concentrée de potasse caustique, avec l'assistance de la chaleur, le dissolvent, au milieu d'un dégagement de gaz hydrogène.

Le silicium, après qu'il a été chauffé, celui, par exemple, qu'on obtient après avoir brûlé une certaine quantité de cette substance et enlevé, au moyen de l'acide fluorique, toute la silice qui s'est formée, se précipite au fond de l'acide sulfurique concentré. Il est absolument impossible de l'enflammer, soit à l'air, soit dans le gaz oxigène. Il n'éprouve aucune altération quand on l'expose à la flamme du chalumeau, même après avoir répandu du chlorate potassique sur sa surface à l'instant où il était devenu rouge, et ne brûle point lorsqu'on le chauffe avec du salpêtre jusqu'à le faire rougir doucement. L'acide hydrofluorique et la dissolution de potasse caustique n'agissent point sur lui, même par l'ébullition; mais il est dissous avec une facilité extrême, et dégagement de gaz oxide nitrique, par un mélange d'acide fluorique et d'acide nitrique. Cette différence dans la manière de se comporter ressemble, par exemple, à celle qu'on observe entre le charbon facilement inflammable produit par la combustion étouffée du lin, lequel prend feu au briquet, et le charbon difficile à brûler du coak ou de la houille, qui, après avoir été exposé à la chaleur du haut-fourneau, tombe dans la forme. On peut obtenir le silicium dans cet état sans le soumettre à la combustion; il suffit pour cela de le mettre dans un petit creuset de platine qui en soit rempli plus d'à moitié, puis de le faire chauffer d'abord très-lentement, et en couvrant le creuset de son couvercle, afin de brûler l'hydrogène par le moyen du courant d'air qui s'établit entre le couvercle et le vase, de pousser ensuite le feu jusqu'au rouge blanc, et de l'entretenir à ce degré pendant quelque temps; alors on enlève par l'acide fluorique la silice mêlée au silicium, et celui-ci reste pur après le lavage.

Digitized by Google

Si, lorsqu'il a subi cette calcination, on le traite par l'acide fluorique, la liqueur se couvre d'une pellicule brillante, qui entoure chaque goutte qu'on en laisse tomber. Cette pellicule est formée par de la silice qui se répand à la surface du liquide, et quand on l'enlève, elle se reproduit sur-le-champ au moindre mouvement. Si on rassemble le silicium sur un filtre, qu'on le lave, et qu'on le fasse sécher, il en reste beaucoup adhérent au papier, qu'on peut retirer en brûlant ce papier, et lavant la cendre d'abord avec de l'eau, puis avec de l'acide fluorique.

Le silicium a une grande affinité pour l'oxigène; mais il ne la déploie qu'à une température fort élevée. Jusqu'à présent nous ne lui connaissons qu'un seul oxide, la *silice*, qu'il serait plus exact d'appeler *acide silicique*, en raison de ses propriétés. Pour l'oxider complètement, on le mêle avec du carbonate sec, soit potassique, soit sodique, et on chauffe le mélange: lorsqu'il est en petite quantité dans celui-ci, il brûle très-vivement, aux dépens de l'acide carbonique, à une température fort éloignée encore de la chaleur rouge; du gaz oxide carbonique se dégage, et le résidu est teint en noir par du charbon réduit. Plus on emploie de carbonate alcalin, plus il faut que la chaleur soit forte pour déterminer l'inflammation, et plus le feu produit est faible; de manière que quand on a mis beaucoup de carbonate, il ne se produit pas du tout de feu, la masse ne devient pas noire, et il se dégage seulement du gaz oxide carbonique. Le produit de cette combustion est du silicate potassique ou sodique. Le salpêtre fondu n'agit point sur le silicium; mais, quand on fait rougir le mélange, il s'opère un lent et faible dégagement de gaz, qui paraît dépendre d'un commencement d'oxidation du silicium: si alors on ajoute un peu de carbonate alcalin anhydre, le silicium détonne aussitôt à ses dépens. Ce phénomène paradoxal, que le silicium, entouré de nitrate potassique rouge, qui brûle avec tant de violence la plus grande partie des autres corps combustibles, brûle aux

Digitized by Google

dépens du carbonate potassique, sur lequel agissent si peu de corps, peut s'expliquer de la manière suivante: l'affinité du silicium pour l'oxigène est mise en jeu par la présence d'un alcali avec lequel l'acide silicique peut se combiner, absolument de même que le zinc s'oxide aux dépens de l'eau, par le fait de la présence d'un acide avec lequel son oxide peut se combiner. L'acide carbonique est un si faible acide, qu'il ne peut point s'opposer à l'influence de l'alcali sous ce rapport, et, comme le silicium a bien plus d'affinité pour l'oxigène que n'en a le carbone, il s'oxide aux dépens de l'acide carbonique. L'acide nitrique, au contraire, est un acide puissant, qui s'oppose absolument à ce que l'alcali du nitrate exerce cette action sur le silicium, dont l'attraction pour l'oxigène est encore inefficace à cette température. Mais si l'on chauffe le mélange de silice et de salpêtre jusqu'à ce qu'il soit tout-à-fait d'un rouge blanc, il brûle avec une violence extraordinaire, aux dépens de l'acide nitrique. Le silicium brûle aussi avec dégagement de lumière aux dépens de l'eau qui se trouve contenue dans les alcalis caustiques fondus; mais il n'exerce aucune action, ni sur l'acide borique, ni sur le borate sodique, quand on le fond avec eux. L'acide silicique est composé de 48,02 parties de silicium et 51,98 d'oxigène.

Du sulfide silicique.

Quand on fait chauffer du silicium, jusqu'au rouge blanc, dans du soufre gazeux, il s'enflamme et donne une flamme rouge; ce qui arrive également à celui qui refuse de brûler dans le gaz oxigène. La combinaison, comme celle avec l'oxigène, ne s'opère que d'une manière incomplète, et une partie du silicium est préservée de la combustion par celle qui l'a déjà subie. L'opération terminée, on obtient une masse terreuse, blanche, qui n'éprouve aucun changement à l'air sec, et qui ne se décompose non plus qu'avec lenteur à la chaleur rouge, en dégageant de l'acide sulfureux; l'eau la décompose,

Digitized by Google

au contraire, avec une grande rapidité. La moindre humidité dans l'air suffit pour qu'elle exhale l'odeur du gaz sulfide hydrique, et quand on la jette dans l'eau, elle se dissout d'une manière complète, au milieu d'un grand dégagement de ce même gaz. L'acide silicique, qui d'ailleurs est insoluble dans l'eau, se maintient alors dissous. Il ne se dépose point de soufre : d'où il suit que le silicium dégage précisément autant d'hydrogène qu'il en faut pour former du sulfide hydrique avec le soufre. Par conséquent, le sulfide silicique est composé de 30 parties de silicium et 70 de soufre. Le silicium qui n'est point parfaitement saturé de soufre, a une couleur grise-cendrée; mais, du reste, il se comporte comme le précédent, avec cette différence qu'en se dissolvant dans l'eau il abandonne le silicium qui s'y trouvait encore à l'état de liberté.

On n'a pas pu combiner le silicium avec le phosphore.

Du chloride silicique.

Du silicium chauffé dans un courant de gaz chlore s'enflamme et brûle. Si l'on reçoit dans un ballon rafraîchi le gaz qui a passé sur cette substance, le chloride silicique se condense en un liquide jaunâtre, dont la couleur paraît cependant dépendre du chlore gazeux qu'il a absorbé. Ce liquide est très-volatil. Il a une odeur piquante et aigre, qui, comme celle du cyanogène, irrite la membrane muqueuse du nez et les yeux. Il exhale une fumée épaisse à l'air, dont l'humidité le convertit en acide hydrochlorique et acide silicique. Il rougit le papier de tournesol qu'on y plonge, bien au-dessus du point jusqu'où ce papier y avait été enfoncé. Versé goutte à goutte dans l'eau, il la surnage; il est dissous en grande partie par elle, mais dépose cependant un peu de silice, sous la forme de gelée. Quand une goutte de chloride silicique vient à être touchée par une goutte d'eau, elle roule tout autour de celle-ci, du gaz acide hydrochlorique se dégage, et l'eau se change

Digitized by Google

en gelée par l'effet de l'acide silicique Le potassium n'éprouve aucune altération de sa part : mais si on les fait chauffer ensemble, le liquide se convertit en un gaz dans lequel le potassium s'enflamme et brûle quand il est arrivé à une température plus élevée : les produits sont du siliciure de potassium et du chlorure potassique. Lorsque du silicium brûle dans du gaz chlore, l'acide silicique, qui se trouvait mêlé avec lui, reste pour résidu : si le silicium est pur, et le gaz chlore exempt d'air atmosphérique, il ne reste rien.

Le chloride silicique est composé de 17,3 parties de silicium et 82,7 de chlore.

On n'est point encore parvenu à combiner le silicium avec l'iode.

Du fluoride silicique.

Le silicium s'unit au fluor, quand on le met en contact avec de l'acide hydrofluorique. On obient cette combinaison, sous la forme d'un gaz incoercible, en faisant chauffer un mélange de spath-fluor, d'acide sulfurique et d'acide silicique, et recevant le gaz sur la cuve à mercure. Il a, comme le gaz fluoride borique, les caractères d'un acide, et sera décrit lorsque nous traiterons des acides.

Du carbure de silicium.

Lorsqu'on réduit le silicium au moyen du potassium préparé en faisant rougir du carbonate potassique avec du charbon, et purifié ensuite par la fusion, on obtient un mélange de silicium et de carbure de silicium. Ce corps est un peu plus foncé en couleur que le silicium pur, et donne du gaz acide carbonique par la combustion. La composition du carbure de silicium est telle, que l'acide silicique qui se forme pèse précisément autant que pesait le carbure avant la combustion. La portion qui ne brûle pas dans cette opération est toujours du silicium exempt de carbone.

Le silicium s'unit aussi aux métaux, mais seulement

Digitized by Google

lorsqu'au moment où il est mis en liberté, c'est-à-dire à l'état naissant, un métal se trouve là pour le recevoir. Une fois isolé, il ne se combine plus avec aucun de ces corps. Le platine, par exemple, est un de ceux qui se combinent avidement avec lui; mais on peut sans inconvénient faire rougir du silicium jusqu'au rouge le plus intense dans un creuset de platine; tandis que si l'on se sert d'un vaisseau de cette espèce pour réduire le silicium, le platine se combine avec celui-ci jusqu'à bien au-dessous de sa surface.

DES COMBINAISONS DES MÉTALLOÏDES AVEC L'OXIGÈNE ET AVEC L'HYDROGÈNE.

DE L'ATMOSPHÈRE (1).

Par *atmosphère* de la terre, nous entendons une couche de corps gazeux qui entoure la surface du globe. Les substances qui la composent n'ont pas assez de cohésion pour prendre la forme solide ou liquide, et par leur réunion avec le calorique elles résistent à l'action de la pesanteur et des autres forces mécaniques qui cherchent à leur donner davantage de consistance. Elles ne sont retenues que par l'attraction de la masse terrestre, sans laquelle elles se répandraient à l'infini dans l'espace. C'est ce qui fait qu'elles sont plus denses que partout ailleurs à la surface de la terre, où l'attraction agit avec plus d'énergie, et que leur densité diminue à mesure qu'elles s'élèvent, de manière qu'elles se terminent enfin par un espace vide.

Les recherches de Faraday ont mis hors de doute que les substances gazeuses, comme celles qui sont liquides, ont une surface horizontale à un degré de té-

(1) En plaçant ici l'atmosphère, je ne veux pas donner à entendre que l'air doive être, suivant moi, considéré comme une combinaison chimique d'oxigène et de nitrogène. Mais je ne vois pas d'endroit où sa description soit mieux placée qu'auprès de celle de l'eau, qui viendra immédiatement après.

Digitized by Google

nuité qui varie pour chaque corps à chaque température. Ainsi, par exemple, dans un espace clos, contenant de l'acide sulfurique, du mercure et autres substances peu volatiles, conjointement avec de l'air, les vapeurs de ces corps ne s'élèvent que jusqu'à une certaine hauteur au-dessus de la surface du liquide; ce dont on peut facilement se convaincre au moyen de réactifs que l'on tient à des hauteurs différentes. Que, dans un long vase cylindrique, on suspende des feuilles d'or à diverses hauteurs sur du mercure, et qu'ensuite on laisse l'appareil en repos, les feuilles s'amalgament jusqu'à une certaine hauteur, mais point au-dessus, et cet effet n'a lieu à zéro que très-près de la surface du métal, tandis qu'à + 10 degrés il se manifeste à une couple de pouces de hauteur, et qu'à + 20 degrés il atteint déjà jusqu'à dix pouces. Il suit donc de là que les corps vaporeux qui font partie de l'atmosphère ne s'élèvent pas aussi haut que l'air proprement dit, et que leur surface horizontale correspond bien au-dessous de celle de ce dernier.

Pendant long-temps on a été partagé sur la question des limites de l'atmosphère. Laplace avait bien cherché à démontrer, par les lois de la gravitation, qu'elle ne peut point s'étendre à l'infini; mais c'est à Wollaston que nous devons les argumens les plus concluans contre cette hypothèse. Si l'univers était rempli d'un air atmosphérique excessivement rare, chacun des corps qu'il contient devrait en condenser autour de lui une quantité proportionnelle à sa masse et à sa force d'attraction, de manière que, dans notre système planétaire, le soleil, Jupiter et Saturne devraient être entourés d'atmosphères beaucoup plus considérables que celle de la terre. Mais, en observant le passage de Vénus devant le disque du soleil, Wollaston n'a pu apercevoir aucune trace de la réfraction qui aurait dû avoir lieu si ce dernier astre était réellement entouré d'une enveloppe gazeuse, augmentant peu à peu de densité. Les observations des éclipses des satellites de Jupiter prou-

Digitized by Google

vent suffisamment aussi que Jupiter n'est point entouré d'une atmosphère; d'où il résulte que l'atmosphère est une particularité propre à la terre, et que par conséquent elle doit avoir des limites bien tranchées.

On peut calculer la hauteur de l'atmosphère d'après l'état du baromètre et les lois connues de la condensation. Sa hauteur moyenne est estimée à environ vingt lieues géographiques. Sa forme est sphéroïdale, comme celle du globe terrestre; mais le diamètre qui passe par son équateur est beaucoup plus grand, proportionnellement à son axe, que celui de la terre, parce que l'échauffement de la partie moyenne du globe raréfie l'air en cet endroit, et forme entre les tropiques un courant ascendant, que les pôles alimentent en quantité égale à celle de l'air qu'il entraîne.

L'atmosphère de la terre a, comme la mer, un flux et reflux, qui sont produits par l'influence du soleil, et principalement de la lune, mais qu'on ne peut cependant point apercevoir avec le baromètre, parce que la colonne d'air qui s'élève est soutenue par la force attractive de la lune. Entre les tropiques, elle a en même temps un flux et reflux journaliers, qui agissent sur le baromètre. Tous les jours, à partir de quatre heures du matin, l'air devient de plus en plus pesant, et reste ainsi jusque vers midi; alors il redevient peu à peu plus léger jusqu'à quatre heures après midi, recommence ensuite à augmenter de pesanteur jusqu'à dix heures du soir, reste dans cet état jusque vers minuit, et redevient enfin plus léger jusqu'à quatre heures du matin. Cependant les diminutions ne sont, pendant la nuit, que la moitié de ce qu'elles sont dans le jour. Suivant toutes les probabilités, ce phénomène dépend de l'échauffement inégal de l'atmosphère, qui entretient un courant ascendant continuel d'air échauffé au-dessus des parties de la terre recevant le plus de chaleur : c'est ce qui arrive, dans le jour, entre dix et quatre heures, temps durant lequel l'atmosphère doit se refroidir au même degré dans la région opposée de la terre, où il fait nuit.

Digitized by Google

Les substances dont l'atmosphère est composée peuvent être très-variées, et différer les unes des autres d'un grand nombre de manières diverses. Ses parties constituantes principales sont cependant au nombre de quatre seulement : le gaz nitrogène, le gaz oxigène, le gaz aqueux et le gaz acide carbonique, dont les deux premiers sont si peu variables, qu'on peut à bon droit les considérer comme y existant dans une proportion fixe et constante. On a recueilli de l'air à plusieurs milliers de toises au-dessus de la surface du globe, dans des ascensions aérostatiques, on en a pris sur de hautes montagnes, dans des vallées, sous la ligne, au voisinage du pôle, et partout sa composition a paru la même. Mais la quantité de gaz aqueux qui s'y trouve contenue est extrêmement variable, suivant la température de l'air, et suivant que la surface de la terre contient plus ou moins d'humidité. Quant à celle du gaz acide carbonique, elle change en raison des saisons, et suivant que les animaux, les plantes et la combustion développent plus ou moins de ce gaz. L'air atmosphérique est composé de 78 $\frac{999}{1000}$ parties de gaz nitrogène, 21 de gaz oxigène et environ $\frac{1}{1000}$ de gaz acide carbonique, le tout évalué en volumes.

Chaque pouce cube d'air atmosphérique pèse, terme moyen, 0,4681 grain, ou un peu moins d'un demi grain. Par conséquent, l'air est au-delà de 770 fois plus léger que l'eau, et la surface de la terre est pressée par lui avec autant de force qu'elle le serait si elle se trouvait couverte d'une couche de mercure haute de 76 centimètres, ou 28 pouces et $\frac{9}{10}$ de ligne. C'est à cette pression de l'air qu'est dû le phénomène que les Anciens expliquaient par l'horreur du vide. Elle est cause en effet que de l'eau ou du mercure qu'on renferme dans une bouteille renversée s'y maintient lorsque l'ouverture du vase est assez étroite, ou qu'on l'enfonce au-dessous de la surface d'un liquide; mais si le vase est assez haut pour que la colonne d'eau ou de mercure qu'il renferme pèse plus qu'une pareille colonne d'air de la

Digitized by Google

hauteur de l'atmosphère entière, cette colonne s'abaisse jusqu'à ce qu'elle fasse équilibre à la pesanteur rivale de l'atmosphère. Que, par exemple, on remplisse de mercure un tube de verre long de trente pouces, qu'on le renverse sur-le-champ, et qu'on plonge son extrémité inférieure dans une cuve à mercure, le métal y descend jusqu'à 28 pouces $\frac{9}{10}$ de ligne, et laisse un vide d'un pouce et $\frac{1}{10}$ de ligne. Telle est l'origine du baromètre, instrument à l'aide duquel on détermine les variations de la pression atmosphérique par celles de la hauteur d'une colonne de mercure.

Chaque pied carré de la surface de la terre porte, à 76 centimètres ou 336,9 lignes de hauteur barométrique, un poids de 2216 $\frac{2}{3}$ livres, qui, à chaque ligne dont le baromètre monte ou baisse, change d'environ 6,5795 fois, ou à peu près 6 $\frac{9}{10}$.

Si l'on détermine les principes constituans de l'air atmosphérique en poids, on trouve que leurs quantités relatives sont les suivantes : gaz nitrogène, 75,55; gaz oxigène, 23,32; gaz aqueux (calculé d'après la capacité de l'air pour l'eau à la température moyenne de + 10 degrés), 1,03; gaz acide carbonique, 0,10. La pression que chacun de ces gaz exerce pour sa part, à 76 centimètres ou 336,9 lignes de hauteur barométrique, sur la colonne de mercure, correspond aux hauteurs suivantes du baromètre :

	centimèt.		pouces.
Le gaz nitrogène....	=57,4180	ou	254,52795
Le gaz oxigène.....	=17,7232	ou	78,56508
Le gaz aqueux.....	= 0,7828	ou	3,47007
Le gaz acide carboniq.	= 0,0760	ou	0,33690
	76,0000		336,90000

Le pouvoir réfringent absolu de l'air est de 0,0005891712, et l'on évalue son pouvoir relatif à 1,000. Sa chaleur spécifique, comparée à celle d'un poids égal d'eau, est de 0,2669. Quand il se raréfie, sa

Digitized by Google

capacité pour la chaleur augmente dans une proportion qu'on ne connaît point encore, mais qui cependant, d'après ce qu'on a pu en juger jusqu'ici, ne paraît point être proportionnelle à sa raréfaction.

L'air est extrêmement élastique. On peut le comprimer à tel point que les instrumens les plus forts n'aient plus la puissance de le retenir, sans qu'il perde pour cela son élasticité et sa forme de gaz. Il est également très-raréfiable : dans ce cas, son élasticité, ou plutôt sa force d'expansion, se comporte en raison inverse de son volume, c'est-à-dire que sa faculté de s'étendre augmente dans la même proportion que son volume diminue par la compression, ou diminue dans la même proportion qu'il se dilate (lois de Mariotte). L'instrument à l'aide duquel on mesure les changemens que l'air éprouve dans sa densité, porte le nom de *manomètre*. Une *machine pneumatique*, au contraire, est un instrument qui sert à retirer l'air de vaisseaux convenablement disposés à cet effet. On ne peut toutefois pas produire un vide parfait avec le secours de cette machine, qui ne parvient qu'à raréfier beaucoup l'air. L'extrémité supérieure du tube d'un baromètre offre un vide parfait : on est dans l'usage de l'appeler *vide de Torricelli*, en l'honneur de celui qui a inventé le baromètre.

La chaleur depuis zéro jusqu'à + 100 degrés dilate l'air d'un peu plus du tiers de son volume, de manière que 100 pouces cubes d'air à zéro, dont on porte la température à + 100 degrés, occupent 137,5 pouces cubes. En d'autres termes, l'air se dilate à chaque degré du thermomètre d'environ 0,00375 du volume qu'il occupe à zéro, et cette dilatation est parfaitement égale à tous les degrés, comme je l'ai déjà dit en décrivant le thermomètre; ce qui a lieu également, d'après les expériences de Humphry Davy, lorsque l'air est comprimé ou raréfié. L'air échauffé et dilaté devient plus léger, gagne les régions élevées, et se trouve remplacé par de l'air plus froid et plus dense, aussi long-temps que l'é-

Digitized by Google

échauffement dure, ce qui entretient un courant ascendant au-dessus de l'endroit échauffé.

La température de l'atmosphère est plus élevée près de terre que partout ailleurs, parce que l'air, étant diaphane, ne peut point décomposer les rayons lumineux, ni, par conséquent, être échauffé par eux, avant que le calorique s'en soit séparé à la surface opaque du globe. Une fois qu'il est devenu chaud de cette manière, il s'élève, mais en se mêlant peu à peu avec celui des régions supérieures, qui est plus froid, et qui le refroidit. Voilà pourquoi on trouve l'atmosphère d'autant plus froide qu'on s'y élève davantage, de manière qu'à quelques milliers de toises au-dessus de la surface de la terre, sa température est fort inférieure au degré nécessaire pour entretenir la congélation, même dans les étés les plus chauds. Cet effet doit avoir lieu jusque sous l'équateur, quoiqu'à une élévation bien plus considérable en cet endroit, où la chaleur de l'air doit être aussi faible que sous les pôles, au-dessus des régions qui ont encore une certaine densité. De là vient aussi que la neige ne fond point au sommet des hautes montagnes, celles même qui sont sous la ligne; ces montagnes représentent en petit des régions où le climat et les productions sont semblables à ce que la nature nous offre en grand depuis l'équateur jusqu'aux pôles.

Quand on chauffe des corps combustibles dans l'air jusqu'à un certain degré, ils s'enflamment et brûlent, phénomène durant lequel l'air perd son gaz oxigène, et du nitrogène reste, mais ordinairement mêlé avec des produits de la combustion, et désormais incapable d'alimenter celle-ci. Dans la combustion, l'air échauffé et dépouillé de son gaz oxigène, forme un courant ascendant, et il est continuellement remplacé en-dessous par de l'air plus froid. Sans cette circonstance, la combustion s'arrêterait au bout de quelques instans, c'est-à-dire lorsque le gaz oxigène entourant immédiatement les corps combustibles serait consumé. Voilà pourquoi

Digitized by Google

le feu brûle mal, s'éteint même tout-à-fait, dans les foyers où l'air, échauffé et devenu plus riche en nitrogène, éprouve de la difficulté pour s'élever, et faire place à de l'air plus froid, qui contienne encore son oxigène. Au contraire, plus le courant est fort, plus l'air se renouvelle rapidement autour du corps en combustion, et plus ce corps doit brûler avec violence, plus il doit consumer à chaque instant d'oxigène. De là vient qu'en soufflant avec force on peut accroître le renouvellement de l'air à tel point que le corps qui brûle soit mis en contact, dans un temps donné, avec autant d'oxigène que si la combustion avait lieu au milieu du gaz oxigène pur. C'est ce qui fait que la chaleur est accrue dans nos foyers par les soufflets, dans nos fourneaux par un courant d'air, et que l'art de construire les cheminées et les poêles consiste principalement à les disposer de manière que l'air échauffé puisse s'élever avec autant de liberté et de rapidité que possible.

J'ai déjà dit précédemment en quoi la combustion consiste; aussi n'ajouterai-je ici que quelques mots sur les phénomènes qui accompagnent le feu dans l'air atmosphérique. Les corps brûlent avec ou sans flamme. Ce dernier cas est celui des corps qui ne sont pas susceptibles de se volatiliser. Le premier a lieu lorsqu'à une haute température les corps dégagent des molécules gazeuses. La flamme n'est autre chose que ce gaz qui brûle. La différence entre un corps qui ne fait que rougir en brûlant et un autre qui donne de la flamme, consiste donc en ce que c'est, dans le premier cas, un corps fixe qui brûle, tandis que, dans le second, c'est seulement un gaz dégagé. Voilà pourquoi le charbon et le fer, par exemple, brûlent sans flamme; mais le zinc, qui est un métal volatil, brûle avec flamme, parce que ce n'est point sa portion fondue ou liquide qui brûle, mais celle que la chaleur a convertie en gaz.

Lorsque du charbon brûle à une haute température dans un courant d'air incomplet, il donne lui-même une petite flamme bleue, ou, s'il est en grandes masses, une

Digitized by Google

faible flamme d'un rouge clair. Cet effet tient à ce que le charbon, lorsque le gaz oxigène y afflue en petite quantité, se convertit en un gaz combustible, le gaz oxide carbonique, qui produit de la flamme en brûlant. Les gaz qui brûlent d'eux-mêmes, donnent des flammes légères, isolées, comme je l'ai montré plus haut, à l'occasion des expériences sur le gaz hydrogène et ses diverses combinaisons. La flamme offre souvent des teintes différentes : celle du zinc et du phosphore est blanche, celle du soufre bleue, celle du cuivre verte, etc. J'en donnerai plusieurs autres exemples dans la suite.

Suivant la différence des corps, la flamme qu'ils donnent en brûlant est plus ou moins lumineuse, et cette faculté éclairante n'est point en proportion de la faculté échauffante. Lorsque les matières qui se forment pendant la combustion restent sous forme gazeuse dans la flamme, celle-ci ne répand qu'une lueur faible, comme, par exemple, celle du gaz hydrogène, du gaz oxide carbonique et de l'alcool. Mais si l'on ajoute pendant la combustion un corps solide que la flamme puisse faire rougir, ce corps continue à être lumineux tant qu'il reste rouge dans la flamme. Voilà pourquoi le zinc et le phosphore jettent une lumière si vive, parce que leur combustion s'accompagne de la formation d'oxide zincique et d'acide phosphorique, qui gardent la forme solide et deviennent rouges.

Lorsqu'on chauffe un corps solide, par exemple, un fil de platine, dans la flamme du gaz hydrogène, qui ne jette presque pas d'éclat, elle devient beaucoup plus lumineuse qu'elle ne l'est par elle-même. Si la flamme du gaz oléfiant et de nos bougies ou lampes éclaire tant, c'est qu'au premier contact des gaz combustibles avec l'air, le gaz oléfiant qu'ils contiennent ne brûle qu'en partie, et dépose dans la flamme une portion de son carbone, qui y rougit jusqu'à ce qu'arrivée au bord de la flamme, elle se mette en contact avec l'air et entre en combustion. La preuve que cette explication est exacte, c'est que quand on plonge un corps froid, par

Digitized by Google

exemple une lame de couteau, dans la flamme, le carbone précipité s'attache à sa surface, où il forme ce qu'on appelle du noir de fumée.

Cette explication si simple de l'inégalité dans la faculté éclairante de la flamme avait échappé totalement aux physiciens, lorsque Davy la fit connaître, il n'y a pas long-temps, dans un mémoire fort intéressant sur la nature de la flamme.

Quand des corps simples brûlent, la flamme qu'ils produisent est simple et homogène partout; mais lorsque ce sont des corps composés qui brûlent, la flamme varie souvent beaucoup, pour l'intensité et la couleur de la lumière, suivant la différence des substances gazeuses qui se développent. La flamme d'une chandelle allumée pourra nous servir d'exemple. En l'examinant de près, on voit que son bord inférieur (fig. 17, *h h*, pl. III), est d'un beau bleuâtre tout autour; au-dessus de la mèche, elle présente un espace conique, *c d e*, qui est moins transparent et moins lumineux que le reste de la flamme; cet espace est entouré d'un autre, *a f a*, dans lequel la lumière a le plus d'éclat. En outre, la flamme entière est enveloppée à l'extérieur d'une couche mince et peu lumineuse, *h g h*, qui est beaucoup plus chaude que toutes les autres parties. C'est en *a* que cette couche est le plus chaude; sa chaleur va en diminuant vers la pointe de la flamme *g*, et vers sa base *h*. Si l'on tient un fil de fer un peu mince en travers dans la flamme, on remarque que c'est sur les bords, et plus particulièrement dans l'enveloppe *h g h*, qu'il se gonfle et rougit à blanc, tandis qu'à peine rougit-il dans l'espace obscur *c d e*. Voici quelle est la cause de ce phénomène : les petites interstices de la mèche pompent et font monter le suif fondu à la manière de tous les tubes capillaires; ce liquide, composé de carbone, d'hydrogène et d'oxigène, est décomposé par la chaleur de la flamme, et converti en huile empyreumatique, deux sortes de gaz carbures hydriques et gaz oxide carbonique, lesquels gaz brûlent, en produisant la flamme. C'est

Digitized by Google

dans le contour extérieur, où elle entre en contact avec l'air froid et son contenu tout entier d'oxigène, que la flamme est le plus chaude, parce que c'est là-aussi que la combustion s'opère avec le plus de force sur chaque point, et qu'il se développe le plus de chaleur. Le bord bleu étroit provient du gaz oxide carbonique, et d'un peu de gaz carbure tétrahydrique, qu'il suffit de la première et de la plus faible action de la chaleur pour mettre en évidence. Quant à l'espace conique interne, il est rempli de gaz combustibles qui ne peuvent point y brûler complètement, parce que l'air qui parvient à pénétrer jusque-là a déjà perdu la plus grande partie de son gaz oxigène.

Dans les expériences avec le chalumeau, sur lesquelles je reviendrai ailleurs, la flamme se comporte de la même manière, mais seulement dans un ordre inverse; car ici le point le plus chaud, le milieu, correspond à l'endroit où se fait la plus grande consommation de l'air qu'envoie le chalumeau. Le bord bleu *a b*, qui dans la fig. 17 se formait à la partie la plus inférieure de la flamme, se montre ici (fig. 18, *a b*) au milieu de cette flamme; et le point *a*, qui dans la fig. 17 était celui où la chaleur montait le plus, l'est également ici, seulement avec la différence que la partie la plus chaude de la flamme, qui, dans le premier cas, formait une ceinture autour de la flamme entière, se concentre ici en un seul point, au milieu, immédiatement au-devant de la pointe de la longue flamme bleue *a b*, et que la chaleur va en diminuant vers la pointe, mais avec plus de force et de rapidité encore du côté du chalumeau. C'est là-dessus que se fonde un art sur lequel je reviendrai dans une autre occasion, celui de savoir appliquer la flamme externe ou la flamme interne, suivant qu'on se propose de brûler à une plus ou moins haute température le corps dont on fait l'examen.

Il est difficile de déterminer avec quelque précision quelle est l'intensité de la chaleur de la flamme. Becquerel a cru trouver, en comparant les diverses altérations

de l'aiguille magnétique, pendant l'échauffement d'une paire thermoélectrique dans la flamme d'une lampe à esprit de vin, que la chaleur était de 1350 degrés thermométriques au bord externe de cette flamme, de 1080 degrés dans la flamme même, et de 780 degrés près du bout de la mèche, au milieu de la flamme.

Quand l'air ne se renouvelle plus autour d'un corps en combustion, et que l'oxigène est consumé entièrement, ce corps s'éteint; mais comme la chaleur de sa masse ne se dissipe point avec la même rapidité, il continue encore à s'en échapper une grande quantité de substances volatiles, qui forment une colonne ascendante de fumée. Cette fumée, qui produisait auparavant la flamme, prend feu de nouveau à l'approche de l'air, pourvu que le corps éteint ait conservé encore sa température, ou lorsqu'on approche de lui un corps en ignition. Qu'on souffle une chandelle, par exemple, la mèche est tellement refroidie par la violence du courant d'air, que le gaz ne peut plus brûler; mais la mèche continue à être rouge et à exhaler les gaz combustibles sous la forme de fumée, de manière que si l'on tient une chandelle allumée à quelque distance d'une mèche ainsi fumante, le gaz s'enflamme, et la flamme semble descendre de la chandelle allumée à celle qui avait été soufflée. Si la mèche à cessé d'être rouge, la fumée, qui se forme alors à une basse température, n'est plus susceptible de prendre feu, et consiste principalement en eau, huile empyreumatique et vinaigre, tandis qu'à une chaleur plus considérable le carbone aurait décomposé ces corps, avec lesquels il aurait formé du gaz oxide carbonique, des gaz carbures d'hydrogène et un peu d'acide carbonique.

Tout ce qui empêche l'air d'arriver à la surface d'un corps en combustion, éteint celui-ci. Nous nous servons de l'eau pour éteindre le feu, tant parce qu'elle recouvre la surface des corps qui brûlent, que parce qu'elle les refroidit. Si on l'emploie mêlée d'argile, d'ocre, de sel, de vitriol ou de substances analogues, ces substances restent après la vaporisation de l'eau, et contribuent

Digitized by Google

à empêcher que le corps brûlé ne s'enflamme de nouveau. Aussi a-t-on proposé, pour éteindre le feu, diverses substances, qui peuvent être de quelque utilité dans les petits incendies, mais qui manquent leur but dans les grands. Les expériences que l'on a faites avec ces substances, même en Suède, sur des maisons enduites de goudron et remplies de paille et de corps gras, n'ont fait qu'éblouir et tromper les spectateurs; car ces corps brûlent bien avec une flamme éclatante, mais ils répandent moins de chaleur, et sont tout aussi faciles à éteindre avec de l'eau qu'avec les mélanges vantés pour éteindre le feu. Lorsque, dans un incendie, la température est fort élevée, et la masse en combustion assez considérable pour que l'eau avec laquelle on cherche à l'éteindre ne puisse pas refroidir la place sur laquelle elle tombe, la violence du feu s'en trouve accrue; car le charbon brûle aux dépens de l'oxigène contenu dans l'eau, et le gaz hydrogène, qui se dégage en même temps que du gaz oxide carbonique, brûle avec une flamme élevée et pâle, qui éclate avec violence, comme on le voit souvent dans les incendies de grands bâtimens. En pareil cas, les pompes ne sont d'aucun secours (1). Le gaz acide sulfureux éteint le feu très-promptement; c'est pourquoi lorsque le feu prend dans une cheminée, on peut souvent réussir à l'éteindre en faisant brûler du soufre dans le foyer.

Lorsque de l'air est renfermé dans un endroit où se trouvent, soit des corps organisés, soit des débris de ces corps, son oxigène est consumé peu à peu pendant la décomposition lente qu'il subit, et le nitrogène reste

(1) On peut imiter ce phénomène en petit; il suffit pour cela de verser un peu d'eau sur la cendre chaude, dans le cendrier d'un fourneau à vent; la vapeur aqueuse qui se forme traverse le fourneau, et y est décomposée par le charbon; de là résultent des gaz combustibles qui, s'ils ne trouvent pas dans le fourneau assez d'oxigène pour brûler, s'enflamment hors de la cheminée, et produisent une flamme qui s'élève à plusieurs pieds.

Digitized by Google

seul ou mêlé avec les émanations gazeuses de ces corps. Si l'on introduit une chandelle allumée dans l'endroit, elle s'éteint, et les hommes comme les animaux y périssent sur-le-champ, sans pouvoir être rappelés à la vie. Le terreau noir est composé de débris de plantes et d'animaux, mêlés avec une plus ou moins grande quantité de substances terreuses : c'est ce qui fait qu'il se décompose très-promptement à l'air. L'air des caves qui n'ont point de soupiraux, ou qui sont demeurées long-temps fermées, est peu propre à la respiration, et quelquefois si mauvais que les hommes y périssent de suite. De là résultent souvent des malheurs, surtout dans les mines. Il arrive quelquefois qu'on rencontre dans ces dernières le gaz acide carbonique en proportion extraordinaire, allant jusqu'à 0,07; ce qui fait que l'air y exerce une influence très-fâcheuse sur la santé des ouvriers, quoiqu'ayant d'ailleurs une composition régulière. Quand la quantité d'acide carboniqne contenu dans l'air s'élève jusqu'à 9 pour cent du volume de ce dernier, il devient suffocant, parce qu'alors l'air inspiré contient autant de gaz acide carbonique qu'en renferme ordinairement l'air expiré.

On a été long-temps dans l'incertitude si l'air atmosphérique est une combinaison chimique d'oxigène et de nitrogène, ou seulement un mélange de ces gaz, et l'on a voulu conclure des faibles variations de sa composition fondamentale, que c'était une combinaison chimique, un oxide de nitrogène. L'une des principales raisons qui ont été alléguées en faveur de cette hypothèse, c'est que le gaz oxigène étant plus pesant que le gaz nitrogène, il se précipiterait dans les temps de calme parfait, et qu'alors la région inférieure de l'atmosphère en contiendrait davantage. Mais cette conclusion est dénuée de tout fondement; car les gaz se mêlent ensemble de la même manière que font les liquides, et le mélange est parfaitement proportionnel sur tous les points, sans que la pesanteur puisse le détruire dans l'état de repos absolu. Ainsi, quelque long-temps qu'on laisse en repos un

Digitized by Google

mélange d'alcool et d'eau, ces deux corps ne se séparent jamais l'un de l'autre.

C'est pourquoi lorsqu'on dégage une certaine quantité, par exemple, de gaz hydrogène dans l'air atmosphérique, ce gaz commence bien par s'élever, mais en s'élevant il se mêle peu à peu avec l'air, dans lequel il finit par être uniformément répandu. La même chose arrive au gaz acide carbonique et au gaz oxigène, qui tombent d'abord dans les régions basses, mais qui se répandent ensuite de tous les côtés. Une bouteille ouverte, qu'on remplit de gaz oxigène et qu'on laisse tranquille, devrait rester pleine de ce gaz, qui est plus pesant que l'air ; cependant, au bout de deux heures, elle n'en contient pas davantage qu'il n'y en a dans l'air de la chambre. De même une bouteille renversée devrait conserver le gaz hydrogène qu'on y introduit; mais quelques heures après ce gaz a totalement disparu (1).

Des physiciens très-recommandables ont voulu prouver, il n'y a pas long-temps, que l'air atmosphérique

(1) Les gaz ont une certaine tendance à se mêler ensemble qui fait qu'ils mettent peu de temps à se pénétrer mutuellement, et à se répandre les uns dans les autres, comme dans des espaces vides. Ce phénomène a été la source de plusieurs erreurs dans l'appréciation d'expériences chimiques exécutées au moyen de vaisseaux poreux, par exemple, en terre ou en grès, parce que l'air contenu dans les pores de ces vaisseaux établit une communication entre celui du dehors et celui du dedans. Voilà pourquoi l'air extérieur doit pénétrer peu à peu dans une cornue de terre ou dans un creuset de Hesse, et agir sur les substances qui y sont contenues. Priestley a trouvé que des vaisseaux poreux, quoique assez serrés pour que l'air pût y être raréfié à la température ordinaire, au moyen de la machine pneumatique, laissaient néanmoins passer facilement les gaz qu'on y renfermait, et absorbaient de l'air atmosphérique en place, lorsqu'on les exposait à une température plus élevée. Qu'on remplisse une vessie de bœuf sèche d'oxigène, et qu'on la laisse suspendue pendant vingt-quatre heures, on trouve au bout de ce temps que le gaz qu'elle contient n'est guère plus riche en oxigène que l'air ambiant, parce que celui-ci s'est mêlé avec l'oxigène à travers les pores de la membrane.

Digitized by Google

est un oxide de nitrogène. Ils se fondaient principalement sur ce qu'il est composé, d'une manière à peu près exacte, de quatre mesures de nitrogène et d'une d'oxigène, et qu'en conséquence il contient moitié autant de gaz oxigène que le gaz oxide nitrique. Mais s'il en était ainsi, l'air atmosphérique nous offrirait le premier exemple connu d'un simple mélange ayant absolument les mêmes propriétés qu'une combinaison chimique composée des mêmes élémens. En effet, un mélange artificiel de quatre parties de nitrogène et une d'oxigène ne diffère point de l'air atmosphérique quant à ses propriétés physiques et chimiques; et ce qui prouve clairement que ce mélange n'est point une combinaison chimique, c'est qu'aucun changement, ni dans le volume, ni dans la température, ne l'accompagne au moment où on le fait. Comme, en outre, le gaz oxide nitrique se convertit en acide nitreux aux dépens de l'air, il résulterait de là qu'un oxide plus élevé et contenant davantage d'oxigène aurait le pouvoir, sans la coopération d'aucun corps étranger, de réduire un degré inférieur d'oxidation du même radical, cas dont la chimie n'offre aucun exemple.

L'air atmosphérique n'est donc point un oxide de nitrogène gazeux, mais un simple mélange de gaz nitrogène et de gaz oxigène.

S'il n'était composé que d'oxigène, les animaux y périraient promptement, par l'oxidation excessive du sang dans leurs poumons, et la moindre imprudence commise avec le feu incendierait bientôt la plus grande partie de la surface du globe. Au reste, nous ignorons comment se répare le gaz oxigène consommé sans cesse dans toutes les opérations chimiques, organiques et inorganiques. Nous ne connaissons pas un seul acte de désoxigénation qui soit assez grand et assez général pour remettre en liberté tout l'oxigène qui se combine à chaque instant, et pour entretenir les proportions qui ne varient jamais entre les deux gaz. La solution de ce problème est de la plus haute importance pour la théorie

Digitized by Google

chimique; peut-être est-ce un secret qu'avec le temps nous parviendrons à dérober à la nature, qui, dans un si grand nombre de cas, aime à s'entourer de mystère.

On a cru pendant long-temps que les plantes exposées aux rayons solaires décomposaient l'eau dans leurs humeurs, et dégageaient l'oxigène sous forme de gaz. Mais cette hypothèse est fausse, et la composition de l'air reste la même, été comme hiver. Si l'on voulait avoir recours à l'hypothèse dont j'ai déjà parlé, qui suppose l'air répandu dans l'univers entier, à un degré infini de raréfaction, pour en conclure que l'atmosphère terrestre se renouvelle sans cesse, le problème en question ne deviendrait pas plus clair pour cela, puisque nous ne voyons pas la quantité de l'oxigène combiné et des corps oxidés augmenter d'une manière sensible à la surface de la terre.

Prevost a calculé que l'oxigène consommé par les êtres organisés de la terre pendant un siècle, ne s'élève pas à plus de $\frac{1}{7200}$ de toute la masse en poids de celui qui est contenu dans l'atmosphère, et que par conséquent elle n'est point appréciable à l'eudiomètre. Que cela soit ou non, car on ne peut démontrer l'exactitude de pareils calculs, ce qu'il y a de certain, c'est que l'histoire ne nous a transmis aucune circonstance qui puisse nous conduire à présumer que l'atmosphère contenait autrefois plus d'oxigène qu'elle n'en renferme aujourd'hui.

L'atmosphère communique une teinte bleue au ciel. Cette couleur appartient vraisemblablement à l'air, et suivant toutes les probabilités, elle est si faible qu'on ne l'aperçoit que quand l'air se trouve en masse. Si l'air était parfaitement transparent, le ciel paraîtrait noir, nos regards plongeraient dans une obscurité indescriptible, et la lumière du jour frapperait notre terre d'une manière fort inégale; au lieu que, les rayons lumineux étant réfléchis par l'atmosphère, contribuent à rendre la lumière plus vive, et à la distribuer avec plus d'uniformité. La couleur propre de l'air paraît être le bleu

Digitized by Google

foncé. Lorsqu'on contemple le ciel du sommet d'une haute montagne, il paraît d'autant plus foncé qu'on s'élève davantage, parce qu'alors l'atmosphère devient plus basse, et que l'espace obscur qui l'entoure rend sa couleur plus sombre. Le passage de la couleur du ciel du bleu foncé au bleu clair, et enfin presqu'au blanc, tient aux vapeurs aqueuses qui nagent dans l'air, sont éclairées par le soleil et réfléchissent sa lumière. Plus ces vapeurs sont abondantes dans l'atmosphère, plus aussi elle paraît bleue, et *vice versâ*. C'est ce qui explique pourquoi elle a une teinte plus claire le matin et le soir, et une teinte plus foncée tant à midi que pendant la nuit, surtout en hiver.

L'art de trouver la quantité de gaz oxigène contenu dans l'air, porte le nom d'*eudiométrie*.

On a cru pendant long-temps que la quantité d'oxigène contenue dans l'air atmosphérique était sujette à varier, et que l'air pouvait être d'après cela plus ou moins nuisible à la santé. J'ai dit plusieurs fois que la composition de l'atmosphère en plein air demeure toujours la même, d'où il suit par conséquent que cette hypothèse est fausse. Les substances qui rendent l'air nuisible à la santé, et susceptible d'attirer des maladies aux hommes et aux animaux, s'y trouvent sous la forme de vapeurs, et influent si peu sur la quantité d'oxigène qu'il contient, que l'atmosphère fétide des cadavres, soit à l'air libre, soit dans des chambres non hermétiquement closes, a paru en contenir tout autant que la plus pure. Ces substances ne sont mêlées à l'air qu'en quantités extrêmement faibles, et elles y sont vaporisées de la même manière que le phosphore l'est dans le gaz hydrogène ou le gaz nitrogène, sans changer sa nature. On ne peut point les découvrir par l'eudiométrie, quoiqu'on ait appris dans ces temps modernes à les détruire, et à prévenir ainsi leur funeste influence sur la santé, comme je l'ai déjà dit en parlant du chlore.

Il y a plusieurs méthodes pour connaître la quantité d'oxigène contenue dans l'air. Je citerai les principales.

Digitized by Google

1° *Eudiomètre à hydrogène.* On se sert pour cela d'un tube, long de huit à neuf pouces, en verre fort épais (pl. III, fig. 13.), dont le diamètre intérieur soit tout au plus d'un demi-pouce, et qui soit fermé à l'une de ses extrémités. A une petite distance de cette extrémité, sont percés, vis-à-vis l'un de l'autre, deux trous dans lesquels on adapte parfaitement deux fils de platine ou de fer, de manière que ces fils ne se touchent point dans le tube, comme A et B dans la figure. Le tube est exactement gradué de deux côtés (afin d'éviter, en mesurant, une parallaxe qui serait inévitable si la gradation n'avait lieu que d'un seul côté).

A-t-on une certaine quantité d'air atmosphérique à examiner, on la mêle dans le tube avec environ la moitié de gaz hydrogène, qu'on peut se procurer avec le zinc non distillé et l'acide hydrochlorique affaibli, sans qu'une erreur sensible résulte de la petite quantité de substances étrangères qu'il contient. On fait ensuite passer une étincelle électrique par les fils de la boule; les gaz s'enflamment, et l'oxigène se trouve converti en eau avec l'hydrogène. Pour une partie d'oxigène consumée il y en a deux d'hydrogène, de sorte que, dans la combustion de 100 parties d'air atmosphérique avec 50 d'hydrogène ordinaire, 63 parties disparaissent, dont 21 étaient d'oxigène et 42 d'hydrogène.

L'expérience peut être faite sur l'eau; mais elle réussit mieux sur le mercure, dans un appareil tel que le suivant : on emplit de mercure un tube, dont le sommet s'évase en godet, puis on y plonge un autre tube semblable à celui de la fig. 13., pl. III, et moins large que lui. La combustion achevée, on attend que le gaz restant, qui a été échauffé par elle, soit redescendu à la température de l'air ambiant; alors on enfonce le tube gradué dans le tube plein de métal, jusqu'à ce que le mercure soit aussi haut dans son intérieur qu'il l'est autour de lui. Il faut avoir les yeux fixés sur le thermomètre, afin que si la température de la chambre venait à changer pendant l'opération, on pût rectifier le résultat d'après cela.

Digitized by Google

En Angleterre et en France on se sert de tubes cylindriques en verre très-fort, qui ont un demi-pouce de diamètre intérieur, et dont le verre a au moins un huitième de pouce d'épaisseur. Ce tube est fixé à la cuve à mercure par le moyen d'un ressort qui lui permet de s'élever un peu au moment de la détonation, mais pas assez pour qu'il puisse sortir du bain, et qui diminue ainsi l'effet de la secousse sur lui (*voyez* l'article *eudiomètre*, dans l'Appendice).

2° *Eudiomètre à phosphore.* Un tube de verre long de seize pouces, sur deux lignes de diamètre, est soufflé en boule à l'une de ses extrémités, et un peu tiré au-dessous de cette boule (fig. 15, pl. III.), de sorte que *ab* aient un diamètre moindre que celui de *bc*. On fait des petits bâtons de phosphore qui puissent traverser *ab*, on en introduit un dans le tube, et on emplit celui-ci de mercure; cela fait, on renverse le tube dans le mercure, puis on y fait passer l'air qu'on veut examiner, et on laisse l'appareil en repos. Le phosphore commence aussitôt à répandre des vapeurs d'acide phosphoreux, qui se précipitent sans cesse. Lorsqu'il ne se forme plus de ces vapeurs, et que le phosphore a cessé d'être lumineux dans l'obscurité, on enfonce le tube jusqu'à ce que le mercure soit à la même hauteur dans son intérieur et au-dehors. La portion d'air qui a disparu était du gaz oxigène; celle qui reste est du nitrogène, contenant du phosphore vaporisé, qui l'augmente d'environ $\frac{1}{40}$ de son volume, circonstance à laquelle il faut avoir égard dans le calcul.

Dans cette expérience, l'air atmosphérique perd 0,21 de son volume. Cependant elle présente quelques petites variations, de sorte que la perte roule entre 0,20 et 0,21. Cette aberration ne tient pas à une différence dans la quantité de gaz oxigène que l'air contenait, mais à de petits accidens inévitables. On conçoit que le thermomètre doit être également consulté ici.

En courbant le tube de l'eudiomètre comme il l'est dans la fig. 16, on peut chauffer le phosphore par le

Digitized by Google

moyen d'une bougie, de manière qu'il s'enflamme, et absorbe tout d'un coup l'oxigène de l'air; mais alors il faut, en introduisant le gaz, laisser assez de mercure dans le tube pour qu'aucune portion du gaz dilaté par la combustion ne puisse s'échapper.

3° *L'eudiomètre de sulfure de potassium* a été introduit par Scheele, qui le premier nous a fait connaître la différence entre les principes constituans de l'air. Sa construction repose sur ce que la dissolution des sulfures alcalins absorbe le gaz oxigène, avec lequel une partie de leur soufre se combine pour produire de l'acide hyposulfureux. Il est commode lorsqu'on a de grandes quantités d'air à examiner. La décomposition a lieu avec beaucoup plus de rapidité quand la liqueur est chaude, et qu'on la remue de temps en temps. Mais il ne faut pas perdre de vue que le sulfure de potassium doit être dissous dans l'eau froide, et non dans l'eau bouillante, parce qu'autrement, lorsqu'on l'agite dans le vase eudiométrique, il reprend une portion du gaz nitrogène expulsé par l'ébullition, ce qui rend l'absorption trop considérable. Du reste, je décrirai, à l'article *eudiomètre*, dans le dernier volume, tout ce qui se rapporte à la manière de mettre cette méthode en pratique.

On a admis pendant long-temps, mais sans motifs suffisans, que l'atmosphère contient 0,01 de son volume de gaz acide carbonique. Ce cas arrive quelquefois dans les lieux habités par des hommes ou des animaux, éclairés par de nombreuses lumières, ou chauffés par du charbon qui brûle lentement, comme dans les poêles dont la clef est fermée. Mais à l'air libre la proportion de ce gaz ne va pas jusqu'à 0,001. Dalton a prouvé récemment que l'air n'en contient pas plus de $\frac{1}{1400}$ de son volume. On constate sa présence au moyen de l'eau de chaux, qu'il trouble, et dans laquelle il produit un dépôt de carbonate calcique. Mais cette épreuve a besoin d'être faite sur une très-grande quantité d'air, sans quoi le volume du gaz acide carbonique absorbé serait à

peine appréciable. Il arrive souvent aussi que l'eau de chaux, quand elle a été préparée depuis peu par l'ébullition, reprend pendant l'expérience l'air qu'elle avait perdu sous l'influence de la chaleur, et qu'on croit par conséquent avoir trouvé une quantité de gaz acide carbonique bien supérieure à celle qui existe en réalité.

DE L'EAU.

J'ai déjà dit précédemment que l'eau est composée d'oxigène et d'hydrogène, et j'ai fait connaître la manière dont on peut s'y prendre pour séparer ces deux élémens l'un de l'autre. Maintenant je vais montrer comment, en les réunissant, on parvient à reformer de l'eau.

Je crois superflu de décrire ici toutes les expériences rigoureuses qu'on a faites pour recomposer l'eau avec ses élémens, et déterminer les quantités relatives de ceux-ci. Il suffit de dire qu'on a brûlé ensemble du gaz oxigène et du gaz hydrogène dans des appareils où le poids des gaz pouvait être déterminé avec précision avant l'expérience, ainsi que celui de l'eau obtenue et du gaz restant, et que constamment on a trouvé le poids de l'eau fabriquée ainsi égal à celui des gaz qui avaient disparu. Dans les expériences que Fourcroy Vauquelin et Séguin ont faites assez en grand pour produire une quantité d'eau pondérable avec des gaz d'un poids connu, et qui leur ont fourni plusieurs onces de liquide résultant de la combustion, on a cru trouver que l'eau était composée de 85 parties d'oxigène et 15 d'hydrogène. Mais il a été constaté ensuite, par des expériences rigoureuses, que deux volumes de gaz hydrogène se combinent exactement avec un volume de gaz oxigène, et depuis que l'on a déterminé les poids relatifs des deux gaz, il a été reconnu que l'eau est composée de 88,904 parties d'oxigène et 11,096 d'hydrogène, en poids.

Après la pesée des gaz eux-mêmes, le meilleur moyen d'apprendre à connaître la composition de l'eau

Digitized by Google

d'une manière précise, consiste à mettre une quantité connue d'oxide cuivrique dans un tube de verre convenablement disposé, à diriger ensuite du gaz hydrogène pur et sec dans ce tube, et, après l'expulsion de l'air atmosphérique, à chauffer l'oxide, comme dans la pl. III, fig. 8, mais au-dessus d'une lampe à esprit de vin; l'oxide se trouve réduit et de l'eau formée. On recueille cette eau et on la pèse; on pèse également le cuivre métallique restant: alors ce que l'eau pèse au-delà du poids que l'oxide a perdu exprime les quantités relatives de l'hydrogène et de l'oxigène qui ont servi à la formation de l'eau. Ce résultat est conforme à celui qu'on obtient par la détermination de la pesanteur spécifique des deux gaz.

Une expérience qui consiste à se procurer du gaz hydrogène en faisant passer des vapeurs aqueuses à travers des morceaux de fil d'archal rouges, a appris qu'on obtient de cette manière un volume de gaz hydrogène correspondant à l'augmentation que le fer a éprouvée dans son poids par l'absorption de l'oxigène. Ainsi la synthèse et l'analyse se sont réunies pour procurer les mêmes résultats par rapport à la composition de l'eau. Je vais faire connaître encore une expérience dans laquelle la production de l'eau, par la combustion des gaz oxigène et hydrogène, peut s'opérer à l'aide d'un appareil fort simple, mais toutefois sans offrir un degré d'exactitude qui permette de peser les produits.

On prépare du gaz oxigène et du gaz hydrogène de l'une des manières qui ont été décrites précédemment, et l'on reçoit ces gaz, chacun à part, dans des réservoirs semblables à ceux qui seront décrits dans l'Appendice, à la fin du dernier volume. Au conduit de ces réservoirs, on fixe, par le moyen d'un tube flexible en gomme élastique, qu'on interpose entre eux, un tube de verre offrant la courbure que représente la fig. 21, pl. III. En même temps on se procure une cloche en cristal, semblable à celle qui est représentée fig. 19. Cette cloche doit être parfaitement sèche dans son intérieur, ou

moment où l'on commence l'expérience; on se sert, pour la remplir d'oxigène, du procédé suivant, qui dispense d'avoir recours à l'eau ou au mercure. On renverse la cloche, comme dans la fig. 20, et l'on adapte à sa large ouverture, tournée vers le haut, un bouchon de liége qui la remplit exactement, et dans lequel on a eu soin de pratiquer auparavant deux trous. Par l'un de ces trous passe un tube de verre, qui s'enfonce jusqu'au bouchon de l'ouverture inférieure de la cloche, et dont l'extrémité supérieure, qui est recourbée (comme dans la figure), s'adapte, au moyen d'un tube en gomme élastique, dans le conduit du réservoir d'oxigène. On enfonce à travers l'autre trou un tube de verre court, qui se termine, dans la cloche, au niveau même du bouchon, sans faire aucune saillie. L'appareil étant ainsi disposé, on fait arriver du gaz oxigène dans la cloche, d'abord lentement, ensuite plus rapidement; sa pesanteur fait qu'il tombe au fond, et qu'il refoule l'air atmosphérique plus léger vers la partie supérieure, où ce gaz sort par le tube court, comme je l'ai déjà dit dans l'histoire du gaz chlore. D'après les détails dans lesquels je suis entré précédemment sur la tendance qu'ont les gaz à se mêler avec l'air atmosphérique, il est facile de prévoir qu'une portion de l'oxigène doit se mêler ici avec l'air, avant que celui-ci puisse être chassé au-dehors par la partie supérieure de la cloche; mais on reconnaît aisément quand cette dernière est remplie d'oxigène, en approchant du tube court une allumette en ignition seulement, qui s'enflamme et brûle avec sa vivacité accoutumée dans le gaz oxigène, aussitôt que l'air est totalement expulsé et que l'oxigène lui-même commence à se dégager. Si l'on a la précaution de laisser s'écouler un peu d'oxigène, le mélange de ce gaz et d'air, qui se formait au-dessus du courant affluent de gaz oxigène pur, sort en même temps, et le gaz contenu dans la cloche s'en trouve d'autant mieux débarrassé de nitrogène.

Tout étant disposé ainsi, les tubes de verre recour-

Digitized by Google

bés qui tiennent aux réservoirs des gaz sont placés ensemble dans un verre à demi rempli de mercure, comme le représente la fig. 21, pl. III. On ouvre le réservoir d'hydrogène, et on allume le gaz, en cherchant à régler le courant, par le moyen de la soupape, de manière que la flamme ne soit pas trop grande. Ensuite on retire le bouchon de la cloche de verre pleine d'oxigène, et on renverse promptement cette cloche sur les tubes, de manière que son extrémité ouverte plonge dans le mercure. Cela fait, on ouvre la soupape de l'oxigène, mais avec précaution, afin qu'il ne passe dans la cloche que la moitié, en oxigène, de l'hydrogène, parce qu'autrement elle se remplirait de plus d'oxigène que ce dernier gaz n'en peut consumer, de sorte que le mercure serait refoulé, et que les gaz s'échapperaient par l'ouverture. L'eau qui se forme est refroidie par la cloche, se dépose sur ses parois, le long desquelles on la voit couler goutte à goutte, et se rassemble dans l'enfoncement ménagé au bas de la cloche. Plus l'opération marche lentement, moins la cloche s'échauffe, et mieux l'expérience réussit.

L'eau obtenue ainsi a ordinairement une saveur aigrelette, et contient un peu d'acide nitrique. Ce dernier provient du nitrogène qui peut se trouver mêlé, soit au gaz hydrogène, soit au gaz oxigène, et qui, venant à être échauffé par la flamme du gaz hydrogène, se convertit en acide nitrique par la combustion. Cependant, en apportant beaucoup de soin à préparer l'oxigène et à remplir la cloche, on peut parvenir à se procurer de l'eau parfaitement pure et exempte d'acide nitrique. Si, au contraire, il reste de l'air atmosphérique dans la cloche à l'instant où l'expérience commence, la quantité d'acide contenue dans l'eau peut devenir assez considérable.

La découverte de la composition de l'eau appartient à Cavendish, et ne date pas encore d'un demi-siècle. Elle fut constatée par les chimistes français, mais trouva cependant d'opiniâtres contradicteurs. On crut avoir

Digitized by Google

trouvé que l'eau versée goutte à goutte sur des métaux rouges, ou conduite à travers des tubes d'argile rougis au feu, se convertissait partiellement en gaz nitrogène. Mais De Hauch prouva que ce gaz nitrogène provenait de l'air atmosphérique voisin, et qu'on n'en obtenait point lorsqu'on employait des appareils de métal, en évitant les vases poreux, tels que ceux de terre ou de grès. On crut aussi avoir trouvé que l'eau peut se convertir en terre, soit par la trituration dans un mortier, soit par la coction dans des vases de verre. Mais la terre obtenue provenait, dans le premier cas, de l'usure du mortier, et, dans le second, de la dissolution du verre. Lavoisier tint de l'eau en digestion pendant quatorze semaines, à une température de + 85 degrés, dans un vaisseau de verre clos, et reconnut que le vase avait perdu un poids égal à celui que formaient ensemble la terre mêlée avec l'eau et les substances que celle-ci laissa lorsqu'on la fit évaporer.

L'eau est toujours liquide à la température ordinaire de notre atmosphère; mais si la température baisse jusques au-dessous de zéro du thermomètre, elle prend la forme solide, et se convertit en *glace*. La glace n'est donc autre chose que de l'eau solidifiée; il y a la même différence entre elle et l'eau liquide, qu'entre le soufre solide et le soufre fondu. Une partie considérable de la surface de la terre est formée par de l'eau à l'état solide, et on ne la trouve liquide que dans les régions qui peuvent être échauffées par les rayons solaires.

Lorsque l'eau se congèle, elle prend une forme cristalline, comme la plupart des autres corps. C'est ce que prouvent assez les figures dont se couvrent en hiver les vitrages de nos fenêtres. Si l'on examine l'eau qui commence à se congeler lentement, dans un vase mince et à un froid modéré, on voit se former d'abord une légère pellicule de glace à la surface, puis des aiguilles qui se dessinent sous des angles déterminés de 60 et 120 degrés; à ces aiguilles s'en joignent d'autres, puis

Digitized by Google

d'autres encore, et ainsi de suite, jusqu'à ce qu'enfin la masse entière soit devenue solide. Ces cristaux prennent, comme ceux d'autres corps, des formes diverses, qui dépendent, soit de la violence du froid et de la rapidité avec laquelle eux-mêmes se produisent, soit des différens degrés de repos pendant la congélation, et d'autres circonstances semblables. Ainsi on trouve l'eau cristallisée, tantôt en longues aiguilles droites, tantôt en plumes, tantôt en feuilles brillantes et écailleuses, qui laissent entre elles des intervalles polygones, etc. Cependant on n'a observé que rarement des cristaux de glace bien formés. Dans un endroit où la nébulosité d'une chute d'eau avait produit, à une température de — 0°,5, des stalactites de glace pendantes à une arche de pont, Clarke trouva des cristaux rhomboëdriques présentant des angles de 60 et 120 degrés. On a rencontré plus souvent des prismes hexaëdres réguliers, mais presque jamais ces prismes n'étaient terminés, et Smithson dit avoir observé des cristaux de glace sous la forme de doubles pyramides à six pans, dans lesquelles les deux pointes faisaient ensemble un angle de 80 degrés. Toutes ces formes appartiennent au système rhomboëdrique.

A un repos parfait il faut une température bien plus basse que le degré de congélation, pour que l'eau passe à l'état solide. J'ai déjà dit précédemment qu'alors elle peut demeurer liquide à plusieurs degrés au-dessous de zéro, et qu'elle ne se prend en masse que quand on la remue. Dans le vide, elle ne gèle jamais que quand elle est refroidie presque jusqu'à — 5 degrés; mais, au moment de sa solidification, elle se réchauffe jusqu'à zéro.

La glace fait une exception peu commune au rapport qui existe ordinairement entre le volume des corps à l'état liquide et celui de ces mêmes corps à l'état solide. Elle est plus légère, et par conséquent occupe un espace plus grand, qu'un pareil volume d'eau liquide. Sa pesanteur spécifique est de 0,916, et quelquefois

Digitized by Google

moindre encore. Nous ignorons à quoi tient cette expansion de l'eau congelée. Elle commence à quatre degrés au-dessus du point de congélation, diminue peu à peu jusqu'au moment où l'eau se solidifie, et augmente alors tout à coup considérablement. Elle dépend en partie d'une cause accidentelle qui rend la pesanteur spécifique de la glace moindre qu'elle ne serait sans cela. Cette cause consiste en ce que l'eau contient une quantité déterminée d'air, qui ne peut point prendre la forme solide, et qui au moment de la congélation se sépare en une infinité de petites bulles, dont la présence rend la glace opaque, et qu'on peut apercevoir même à l'œil nu. On a essayé de débarrasser l'eau de cet air par l'ébullition ou par la machine pneumatique, et malgré cette précaution on a toujours trouvé ensuite des bulles dans la glace. Cependant lorsqu'on fait bouillir de l'eau distillée dans un petit alambic en verre, de manière que l'air sorte par la partie supérieure de l'appareil, et soit remplacé par du gaz aqueux, puis qu'on bouche hermétiquement l'alambic pendant l'ébullition, et qu'ensuite on expose cette eau à la congélation, on obtient une masse de glace parfaitement exempte d'air et transparente, dans laquelle la glace ne se distingue de l'eau qu'au moyen de la réfraction des rayons lumineux par les faces de ses cristaux. Mais cette glace même est moins pesante que l'eau. L'expansion de la glace se fait avec une telle force, qu'un globe de cuivre qu'on remplit d'eau et qu'on bouche bien, éclate lorsque le liquide vient à se congeler.

L'eau qui contient d'autres substances, par exemple des sels, des acides, de l'alcool, etc., gèle, à peu d'exceptions près, plus lentement que l'eau pure, et avec d'autant plus de lenteur que la quantité de ces substances étrangères y est plus considérable. Quand une dissolution semblable se congèle en partie, il n'y a ordinairement que l'eau presque seule qui prenne la forme solide, et la concentration du reste augmente en raison de la perte de liquide qu'il a éprouvée. Aussi

Digitized by Google

est-on dans l'usage d'employer ce moyen pour concentrer, par exemple, le vinaigre et le suc de citron.

La glace est conductrice de la chaleur pour tous les degrés au-dessous de zéro, mais c'est un mauvais conducteur du calorique. Au-dessus de zéro, elle absorbe ce dernier, et se convertit ainsi en eau. On peut l'électriser par le frottement, de manière qu'elle ne saurait être rangée parmi les corps conducteurs de l'électricité. Lorsqu'elle se fond, les cristaux les plus réguliers et les aiguilles qui se sont formées en premier lieu, se conservent plus long-temps que le reste, moins régulièrement cristallisé, de la masse. Pour se convertir en eau à la température de zéro, elle fait passer à l'état latent autant de calorique qu'il en faudrait pour échauffer jusqu'à + 75 degrés une égale quantité d'eau à la glace.

L'eau à l'état liquide est peu élastique, comme tous les liquides, et la compression qu'on peut lui faire subir est tellement peu considérable, qu'on a pendant long-temps considéré comme une chose impossible de la réduire à un volume moindre que le sien. La pression d'une atmosphère entière diminue à peine son volume de 0,000045. Cependant sa propre pesanteur la comprime à tel point, dans les lacs et dans la mer, que sa densité va toujours en augmentant depuis la surface jusqu'au fond. La compression de l'eau a été difficile à déterminer pendant long-temps, parce que les vaisseaux dans lesquels on l'essayait étaient susceptibles de se distendre par la pression; mais enfin Perkins est parvenu à entourer l'appareil propre à constater la compressibilité de l'eau, d'eau comprimée avec la même force. Cet appareil a été simplifié depuis par Œrsted; de manière que l'expérience est maintenant une de celles qu'on peut faire avec la plus grande facilité dans une leçon publique.

La pesanteur spécifique de l'eau est admise pour 1,000, et sert de terme comparatif pour celle de tous les autres corps.

Digitized by Google

L'eau pure n'a ni couleur, ni odeur, ni saveur. Elle est, par elle-même, absolument invariable.

A l'instar de tous les autres corps, elle est dilatée par le calorique. Mais il y a une différence remarquable entre cette dilatation et celle d'autres corps. Elle est très-faible, et, depuis zéro jusqu'à + 100 degrés, elle ne s'élève qu'à 0,012 du volume de l'eau.

La plus grande densité de l'eau ne correspond point à zéro, mais seulement à + 4°, 1 au-dessus du point de congélation. A partir de ce point, le liquide va toujours en se dilatant, soit qu'il se refroidisse, soit qu'il s'échauffe, de manière qu'à zéro il occupe exactement le même volume qu'à + 9 degrés. C'est ce qu'on peut démontrer par une expérience fort simple. On plonge deux thermomètres dans un verre d'eau à zéro, de manière que la boule de l'un soit un peu plus élevée que celle de l'autre. A mesure que l'eau s'échauffe, le thermomètre dont la boule est le plus profondément située, monte, parce que l'eau plus chaude s'enfonce dans la froide. Lorsque l'instrument inférieur est arrivé à + 4°, 1, il cesse de monter; mais le supérieur s'élève jusqu'à + 4°, 1, et les deux instrumens sont alors égaux; au bout de quelques instans, le supérieur monte bien plus rapidement que l'inférieur, parce qu'à cette époque l'eau chaude surnage la froide. Cependant cette expérience ne peut jamais être assez exacte pour donner autre chose qu'une indication approximative du véritable état du thermomètre, et beaucoup de physiciens ont fait à ce sujet des expériences diversement combinées, dont le résultat a varié entre trois et cinq degrés. Les recherches les plus approfondies à cet égard sont celles de Haellstroem d'Abo: correction faite de toutes les circonstances qui pouvaient induire en erreur, elles ont donné le nombre, déjà cité précédemment, de + 4°, 1.

Cependant, à ce degré extrême de densité, l'eau ne réfracte pas la lumière avec plus de force qu'elle ne fait quand elle est moins dense. Arago et Fresnel ont observé que son pouvoir réfringent augmente continuellement

Digitized by Google

jusqu'au point de congélation, absolument de même que si elle se condensait sans cesse jusqu'au moment où elle se prend en masse.

Cette exception, unique en son genre, aux règles de l'action que le calorique exerce sur les corps liquides, mérite d'autant plus d'attention que, s'il n'en était point ainsi, une grande partie des zones froides de notre globe serait inhabitable. En hiver, effectivement, l'eau, même dans les grands lacs, se refroidirait promptement jusqu'à zéro et au-dessous, et se prendrait en masse tout à la fois; les poissons périraient tous, les autres classes d'êtres vivans manqueraient d'eau liquide, et l'été suffirait à peine pour fondre ces masses énormes de glace. Mais, dans l'état actuel des choses, l'eau, dès qu'elle est refroidie jusqu'à + 4°,1, tombe au fond des bassins, et c'est seulement lorsque sa masse entière a acquis cette température, que sa surface peut se refroidir encore davantage, parce que l'eau plus froide surpasse alors celle qui l'est moins en légèreté, et que l'eau, comme tous les liquides, transmet le calorique avec beaucoup de lenteur. Ainsi, le fond des lacs conserve la température de + 4°,1, et l'eau qui s'en écoule est toujours à trois ou quatre degrés au-dessus du point de congélation, température qu'elle conserve également au fond des rivières, de même qu'il est rare de voir, même dans les plus rigoureux hivers de Suède, les rivières et les gros ruisseaux geler jusqu'au fond.

Dans la mer, au contraire, où l'eau contient une très-grande quantité de sel en dissolution, cette anomalie n'a point lieu, d'après les recherches de Marcet. Ce n'est point à + 4°,1 que l'eau salée de la mer a le plus de densité; elle n'a pas non plus de point correspondant qui exprime son maximum de condensation; elle se condense constamment jusqu'à ce qu'elle prenne la forme solide, et même alors il n'y a que de l'eau qui se solidifie; car le sel reste avec l'eau non congelée, formant un liquide d'autant plus concentré et pesant. Voilà pourquoi, dans la mer elle-même, il n'y a que

Digitized by Google

la surface de l'eau qui puisse se convertir en glace. Erman fils a fait voir que la présence du sel marin dans l'eau abaisse le point de la plus grande densité, qui finit par disparaître tout-à-fait lorsque le sel est assez abondant pour que la dissolution ait une pesanteur spécifique de + 20.

Haellstroem a dressé les tables suivantes sur les changemens de volume de l'eau suivant les différens degrés de chaleur, aux températures ordinaires de l'air. En s'aidant du calcul des probabilités, il a reconnu que les incertitudes dans les poids qu'il donne s'élèvent à 0,0000035, et par conséquent ne portent que sur les deux dernières décimales.

Table de la pesanteur spécifique et du volume de l'eau depuis zéro jusqu'à + 30 degrés.

température.	pesanteur spécifique.	volume.
0°	1	1
1	1,0000466	0,9999536
2	1,000799	0,9999202
3	1,0001004	0,9998996
4	1,00010817	0,9998918
4,1	1,00010824	0,99989177
5	1,0001032	0,9998968
6	1,0000856	0,9999144
7	1,0000555	0,9999445
8	1,0000129	0,9999872
9	0,9999579	1,0000421
10	0,9998906	1,0001094
11	0,9998112	1,0001888
12	0,9997196	1,0002804
13	0,9996160	1,0003841
14	0,9995005	1,0004997
15	0,9993731	1,0006273
16	0,9992340	1,0007666
17	0,9990832	1,0009176
18	0,9989207	1,0010805

Digitized by Google

température.	pesanteur spécifique.	volume.
19°	0,9987468	1,0012548
20	0,9985615	1,0014406
21	0,9983648	1,0016379
22	0,9981569	1,0018465
23	0,9979379	1,0020664
24	0,9977077	1,0022976
25	0,9974666	1,0025398
26	0,9972146	1,0027932
27	0,9969518	1,0030575
28	0,9966783	1,0033328
29	0,9963941	1,0036189
30	0,9960993	1,0039160

Table de la pesanteur spécifique et du volume de l'eau, l'unité étant prise à la température de la plus grande densité = + 4°, 1.

température.	pesanteur spécifique.	volume.
0°	0,9998918	1,0001082
1	0,9999382	1,0000617
2	0,9999717	1,0000281
3	0,9999920	1,0000078
4	0,9999995	1,0000002
4,1	1	1
5	0,9999950	1,0000050
6	0,9999772	1,0000226
7	0,9999472	1,0000527
8	0,9999044	1,0000954
9	0,9998497	1,0001501
10	0,9997825	1,0002200
11	0,9997030	1,0002970
12	0,9996117	1,0003888
13	0,9995080	1,0004924
14	0,9993922	1,0006081
15	0,9992647	1,0007357
16	0,9991260	1,0008747
17	0,9989752	1,0010259

Digitized by Google

température.	pésanteur spécifique.	volume.
18	0,9988125	1,0011888
19	0,9986387	1,0013631
20	0,9984534	1,0015490
21	0,9982570	1,0017560
22	0,9980489	1,0019549
23	0,9978300	1,0021746
24	0,9976000	1,0024058
25	0,9973587	1,0026483
26	0,9971070	1,0029016
27	0,9968439	1,0031662
28	0,9965704	1,0034414
29	0,9962864	1,0037274
30	0,9959917	1,0040245

Ainsi, depuis + 4°,1, l'eau se dilate peu à peu jusqu'à + 100 degrés, et là elle acquiert le plus grand volume qu'elle soit susceptible d'avoir. Alors elle entre en ébullition et se convertit en gaz. Quelques instans avant de commencer à bouillir, elle fait parfois entendre un frémissement. Cet effet tient à ce que les bulles de gaz aqueux qui se forment au fond, se refroidissent et se condensent en montant, d'où résulte un vide, que l'eau remplit, ce qui produit le bruit en question. Aussitôt que la masse entière du liquide a acquis la température de + 100 degrés, les vapeurs montent sans subir aucun changement, le bruit disparaît, et l'on entend celui que produit le bouillonnement de l'eau. Comme le point d'ébullition du liquide à + 100 degrés du thermomètre est, à proprement parler, exact pour la hauteur barométrique de 336 lignes de Paris, il faut remarquer qu'à chaque ligne que le baromètre monte ou baisse, entre 342 et 320 lignes, ce même point s'élève ou s'abaisse aussi de quatre-vingt-quatre centièmes d'un degré. Pour faire passer l'eau du degré de l'ébullition à la forme de gaz, il faut, d'après les expériences de Despretz, autant de chaleur que pour porter la température du liquide de + 100 degrés à + 531.

Digitized by Google

(Watt disait jusqu'à 524, Ure, 537, Clément et Desormes, 550.) D'après Gay-Lussac, un volume donné d'eau, converti en gaz aqueux, occupe, à 76 centimètres de hauteur barométrique et à la température de + 100 degrés, 1696,4 fois autant d'espace qu'il en occupait lorsqu'il était sous forme liquide.

Depuis le point de l'ébullition, le gaz aqueux conserve la forme gazeuse, à toutes les températures plus élevées, à l'air libre, et quand il n'est point comprimé. Son volume augmente avec l'accroissement de la température, de la même manière qu'il arrive à tous les autres gaz. C'est sur cette propriété que repose la construction des machines à vapeur.

Le gaz aqueux a les propriétés suivantes dans l'état de pureté. Il n'a ni couleur, ni odeur, ni saveur. Il est plus léger que l'air. Sa pesanteur spécifique est difficile à déterminer par la balance; mais Gay-Lussac a fait voir que deux volumes de gaz oxigène et un volume de gaz hydrogène produisent deux volumes de gaz aqueux, d'où il suit que sa pesanteur spécifique est de 0,6201. Comme la pression comprime davantage les gaz coercibles que ceux qui ne le sont pas, il est fort possible que la pression atmosphérique comprime le gaz aqueux, de manière que sa pesanteur spécifique soit un peu plus élevée que le calcul ne l'indique : c'est aussi ce que l'on a trouvé par les expériences. Sa chaleur propre, comparée à celle d'un poids égal d'air, est de 3,136, et comparée à celle d'un égal poids d'eau liquide, de 0,8407. Cette dernière comparaison indique que le calorique nécessaire pour élever la température de l'eau liquide d'un certain nombre de degrés, dix, par exemple, est au calorique nécessaire pour élever celle d'un poids égal de gaz aqueux d'un même nombre de degrés, dans la proportion de 1,0000 à 0,8407.

Lorsque la température du gaz aqueux descend au-dessous de + 100 degrés, ce gaz se condense et passe à l'état d'eau liquide. Si le refroidissement a lieu dans l'air, le gaz passe à l'état intermédiaire, dans lequel il

Digitized by Google

porte le nom de vapeur, et forme un amas d'eau aussi divisée que possible, semblable à ceux qui constituent les nuages. L'eau précipitée ainsi ne produit point des gouttes, mais des vésicules infiniment petites. Il est facile de s'en convaincre en examinant, avec un microscope d'un pouce et demi à deux pouces de foyer, les vapeurs aqueuses qui se forment au-dessus d'un liquide coloré, par exemple, du café ou de l'encre, qu'on fait chauffer un peu; on voit ces petites vésicules qui se meuvent dans plusieurs directions, c'est-à-dire en suivant les courans d'air produits par l'échauffement de la surface du liquide. On observe la même chose dans les nuages, sur de hautes montagnes, ou par un temps nébuleux; lorsqu'on dirige un microscope de cette espèce sur un corps obscur, tel que le fond d'une tabatière noire. En même temps, on voit çà et là une véritable gouttelette traverser le foyer du verre grossissant; ce qui fournit un objet de comparaison pour les vésicules. Celles-ci n'ont pas toutes la même grosseur : d'après les mesures de Saussure, le diamètre des plus petites est de $\frac{1}{4500}$ de pouce, et celui des plus grosses de $\frac{1}{2780}$. Lorsqu'elles viennent à se heurter, elles crèvent et forment une petite goutte.

Si le gaz aqueux se refroidit à la surface d'un liquide froid ou d'un corps solide, il ne se forme pas de vapeur, et l'eau passe de suite à l'état liquide.

Ce qui vient d'être dit de la condensation du gaz aqueux et de la formation des vapeurs aqueuses s'applique également à tous les liquides volatilisés par l'ébullition, qui se condensent dans l'air ou sur des corps froids.

Évaporation. — Humidité atmosphérique. — Quand on laisse de l'eau à l'air libre, elle perd peu à peu de son poids, et finit par disparaître entièrement. C'est là ce qu'on appelle *évaporation*. Ce phénomène a lieu d'autant plus rapidement que la température est plus élevée, la surface de l'eau plus étendue, et l'air qui la baigne plus renouvelé.

Digitized by Google

On a discuté pour savoir si, dans ce cas, l'eau est dissoute par l'air, comme un sel l'est par l'eau, ou si elle se convertit en un gaz provenant, non pas de l'air, mais uniquement de la température. Cette dernière opinion est celle en faveur de laquelle des expériences exactes se sont prononcées. Effectivement, après avoir renfermé de l'eau dans le vide du baromètre, on a observé, non-seulement qu'elle y prend la forme de gaz, tout aussi bien qu'à l'air libre, mais encore qu'elle s'y vaporise en aussi grande quantité, à hauteur égale du thermomètre, que si l'air avait accès dans l'instrument. Cette expérience nous a appris aussi que notre planète, qu'elle fût ou non entourée par de l'air atmosphérique, aurait autour d'elle une atmosphère de gaz aqueux, dont la quantité dépendrait de la température, et serait toujours la même à des températures égales, soit qu'il y eût de l'air, soit qu'il n'y en eût pas.

Il résulte encore de là que l'affinité chimique de l'air pour l'eau n'augmente pas l'évaporation de cette dernière, et nous pouvons d'autant mieux en être convaincus, que tous les gaz absorbent la même quantité d'eau à des températures égales. D'un autre côté, il semble incompatible avec cette loi que l'évaporation de l'eau soit augmentée par le renouvellement de l'air ou le vent, et que l'eau fasse passer ainsi à l'état latent une quantité de calorique assez considérable pour que la surface par laquelle a lieu l'évaporation se refroidisse. Mais cette contradiction n'est qu'apparente; car le renouvellement de l'air ne favorise l'évaporation qu'en entraînant le gaz aqueux formé à la surface de l'eau. Lorsqu'on se représente une surface aqueuse en évaporation, on trouve qu'il doit se former, dans la couche d'air située immédiatement sur elle, une couche de gaz aqueux qui repose sur elle aussi, et que le nouveau gaz soulève à mesure qu'il se forme, mais que, par cela même, l'évaporation doit se ralentir d'autant plus, que cette couche de gaz aqueux devient plus épaisse. Le gaz aqueux met obstacle à l'évaporation, tant par sa

Digitized by Google

pesanteur que par son inertie, c'est-à-dire par la résistance que tout corps en repos oppose à ceux qui veulent le mettre en mouvement. L'air est donc plutôt un obstacle qu'une circonstance favorable à l'évaporation, parce qu'il occupe l'espace dans lequel le gaz aqueux se répandrait. C'est ce qui explique pourquoi cette opération a lieu d'une manière bien plus rapide sur de hautes montagnes, dans un air plus raréfié, où le gaz aqueux trouve davantage d'espace pour s'étendre. En général, l'évaporation augmente dans la même proportion que la pression de l'air diminue, de manière que, d'après Daniell, elle est doublée quand la pression se trouve réduite à moitié; dans le vide, elle s'opère avec la rapidité du boulet lancé par une pièce de canon.

L'évaporation doit refroidir la surface qui lui sert de point de départ, quoique l'ascension de l'eau sous la forme de gaz ne soit déterminée que par la chaleur de cette surface. En effet, quand une surface aqueuse s'évapore, par exemple, à + 15 degrés, dans de l'air sec, c'est-à-dire dans de l'air qui ne contient pas déjà du gaz aqueux, le premier gaz s'élève avec la tension (1) dont l'eau jouit à + 15 degrés. Mais, pour passer à l'état de gaz, l'eau est obligée d'absorber du calorique, et par-là de refroidir la surface de laquelle elle s'élève sous forme de gaz. Si ce refroidissement était d'un demi-degré, l'eau restante serait à + 14 1/2 degrés, et elle s'évaporerait avec la tension qui appartient à ce degré de chaleur. Que le gaz nouvellement formé vienne à être enlevé en même temps, l'évaporation devient d'autant plus rapide, et le refroidissement d'autant plus considérable proportionnellement, parce que la chaleur qu'a perdue l'eau ne peut point lui être restituée avec la même promptitude par l'air et les corps voisins. Il

(1) On entend par-là le degré de tendance des corps volatils à prendre la forme de gaz, ce dont il sera parlé plus loin.

Digitized by Google

résulte de là qu'à de basses température, l'air étant sec, l'eau peut se refroidir par l'évaporation jusqu'au point de se congeler, et que l'éther, le sulfide carbonique et autres corps très-volatils produisent de même, en été, un degré de froid beaucoup plus considérable encore. Ainsi toute surface qui s'évapore doit avoir une température plus basse que les corps voisins, et cela d'autant plus que l'évaporation a lieu d'une manière plus rapide, et que le calorique est moins complètement restitué par les corps situés aux alentours.

De tout ce qui précède, on doit conclure que l'humidité atmosphérique ne dépend point de la faculté dissolvante de l'air, mais que l'eau contenue dans l'atmosphère est un véritable gaz aqueux, qui, l'air étant même absent, entourerait la terre en quantité invariable à chaque température donnée.

Puisque je parle ici de gaz, je dois rappeler qu'un gaz diffère d'une vapeur, en ce que celle-ci est un gaz précipité dans l'air, au milieu duquel la matière qui le constituait voltige dans un état de division extrême, sous la forme d'une fumée opaque. Il importe donc de ne pas confondre les gaz non permanens avec les vapeurs, quoique certains auteurs considèrent mal-à-propos ces deux mots comme synonymes.

Le gaz aqueux a, comme tous les autres gaz, une tendance continuelle à se mêler avec d'autres substances gazeuses. De là vient qu'il se répand partout dans l'air, de sorte que la pesanteur de l'atmosphère ne met obstacle à l'évaporation qu'en rendant l'expansion du gaz aqueux plus difficile. L'évaporation ne peut point être empêchée par la pression d'un gaz autre que le gaz aqueux lui-même, ou en général par le nouveau gaz auquel l'évaporation elle-même donne naissance. Voilà pourquoi elle s'opère d'autant plus rapidement qu'il y a moins de gaz aqueux contenu dans l'air, et qu'elle cesse à peu près entièrement lorsque celui-ci renferme autant de gaz qu'il peut en contenir à la température de la surface par laquelle l'évaporation a lieu.

Digitized by Google

Tout ce que j'ai dit de l'eau s'applique aussi aux autres corps volatils, comme l'éther, l'alcool, le soufre, le phosphore, l'acide sulfurique, le mercure, etc., quoique l'évaporation soit si peu considérable, dans ces derniers corps, qui jouissent d'une volatilité moins grande, qu'on peut la considérer comme nulle à la température ordinaire de l'air.

Lorsque de l'eau ou tout autre liquide volatil s'évapore, et que le gaz qui s'en dégage se mêle avec l'air, la masse entière de ce dernier en devient d'autant plus pesante, que le gaz non permanent a une pesanteur spécifique supérieure à celle de l'air en lui-même; d'où il suit que celui-ci doit alors supporter une colonne de mercure d'autant plus élevée. On peut aisément s'en convaincre par une expérience fort simple. Que l'on courbe un tube de verre d'un huitième à un quart de pouce de diamètre, de manière à lui donner la forme d'un siphon; qu'on ferme l'une de ses extrémités à la lampe de l'émailleur; qu'on verse ensuite dans l'autre assez de mercure pour que le métal s'élève un peu au-dessus du milieu de la branche; puis qu'en inclinant celle-ci on fasse sortir de l'autre assez d'air pour que le mercure soit à la même hauteur dans toutes les deux quand on redresse le siphon; cela fait, qu'on attache à l'extrémité d'un fil d'archal recuit un petit morceau d'éponge fine imbibée d'un liquide volatil quelconque, comme eau, alcool ou éther, et qu'on porte cette éponge, à travers le mercure, dans la branche fermée, où on la laisse quelques instans : le liquide s'y évapore jusqu'à ce qu'il y en ait assez qui ait pris la forme gazeuse pour fournir la quantité de gaz susceptible de se maintenir à la température du moment; qu'on retire ensuite le fil avec l'éponge, et l'on trouve le mercure plus élevé dans la branche ouverte que dans l'autre. Lorsqu'on opère sur de l'eau, ce surcroît d'élévation ne dépasse point une ou deux lignes à la température ordinaire de l'atmosphère; mais il est plus considérable

Digitized by Google

pour l'alcool, et va même jusqu'à deux pouces pour l'éther.

Si, variant l'expérience, on remplit plusieurs tubes barométriques de mercure, et qu'on les renverse les uns auprès des autres dans un vase rempli du même métal, on trouve (lorsque, avant qu'on versât le mercure, l'un de ces tubes était bien sec, et les autres mouillés, l'un avec de l'eau, le second avec de l'alcool, le troisième avec de l'éther) que le métal s'y tient à des hauteurs inégales dans tous, et que celui dans lequel il s'élève le moins est celui où il offrait la hauteur la plus considérable dans l'expérience précédente. Mais la cause est la même dans les deux cas : dans le premier, la pesanteur du gaz non permanent soulève une colonne de mercure jusqu'à une certaine hauteur; dans le second, au contraire, la pesanteur de ce gaz supplée à une colonne de mercure d'égale hauteur, pour faire équilibre à l'atmosphère.

On se sert de la hauteur de la colonne de mercure pour mesurer la tendance des liquides volatils à prendre la forme de gaz, et on appelle cette tendance leur *force d'expansion* ou leur *tension*. Ainsi, par exemple, on dit que la tension de l'eau s'élève à + 15 degrés à 1/2 pouce, ou plus exactement à 12,837 millimètres, parce qu'à cette température le gaz aqueux supporte une colonne de mercure de cette hauteur. La table suivante, tirée du Traité de physique de Biot, indique la tension de l'eau en millimètres pour chaque degré du thermomètre centigrade.

degrés.	tension.	degrés.	tension.	degrés.	tension.
— 20	1,333	— 13	2,152	— 6	3,428
— 19	1,429	— 12	2,302	— 5	3,660
— 18	1,531	— 11	2,461	— 4	3,907
— 17	1,638	— 10	2,631	— 3	4,170
— 16	1,755	— 9	2,812	— 2	4,448
— 15	1,879	— 8	3,005	— 1	4,745
— 14	2,011	— 7	3,210	0	5,059

Digitized by Google

degrés.	tension.	degrés.	tension.	degrés.	tension.
+ 1	5,393	+ 38	44,579	+ 75	285,07
+ 2	5,748	+ 39	50,147	+ 76	297,57
+ 3	6,123	+ 40	52,998	+ 77	310,49
+ 4	6,523	+ 41	55,772	+ 78	323,89
+ 5	6,947	+ 42	58,792	+ 79	337,76
+ 6	7,396	+ 43	61,958	+ 80	352,08
+ 7	7,871	+ 44	65,627	+ 81	367,00
+ 8	8,375	+ 45	68,751	+ 82	382,38
+ 9	8,909	+ 46	72,393	+ 83	398,28
+ 10	9,475	+ 47	76,205	+ 84	414,73
+ 11	10,074	+ 48	80,195	+ 85	431,71
+ 12	10,707	+ 49	84,370	+ 86	449,26
+ 13	11,378	+ 50	88,742	+ 87	467,38
+ 14	12,087	+ 51	93,301	+ 88	486,09
+ 15	12,837	+ 52	98,075	+ 89	505,38
+ 16	13,630	+ 53	103,06	+ 90	525,28
+ 17	14,468	+ 54	108,27	+ 91	545,80
+ 18	15,353	+ 55	113,71	+ 92	566,95
+ 19	16,288	+ 56	119,39	+ 93	588,74
+ 20	17,314	+ 57	123,31	+ 94	611,18
+ 21	18,317	+ 58	131,50	+ 95	634,27
+ 22	19,417	+ 59	137,94	+ 96	658,05
+ 23	20,577	+ 60	144,66	+ 97	682,59
+ 24	21,805	+ 61	151,70	+ 98	707,63
+ 25	23,090	+ 62	158,96	+ 99	733,46
+ 26	24,452	+ 63	166,56	+100	760,00
+ 27	25,881	+ 64	174,47	+101	787,27
+ 28	27,390	+ 65	182,71	+102	815,26
+ 29	29,045	+ 66	191,27	+103	843,98
+ 30	30,643	+ 67	200,18	+104	873,44
+ 31	32,410	+ 68	209,44	+105	903,64
+ 32	34,261	+ 69	219,06	+106	934,81
+ 33	36,188	+ 70	229,07	+107	966,31
+ 34	38,254	+ 71	239,45	+108	994,79
+ 35	40,404	+ 72	250,23	+109	1032,04
+ 36	42,743	+ 73	261,43	+110	1066,06
+ 37	43,038	+ 74	273,03	+111	1100,87

degrés.	tension.	degrés.	tension.	degrés.	tension.
+112	1136,43	+119	1407,24	+126	1715,58
+113	1172,78	+120	1448,88	+127	1762,56
+114	1209,90	+121	1491,58	+128	1810,25
+115	1247,81	+122	1534,89	+129	1858,63
+116	1286,51	+123	1578,96	+130	1907,67
+117	1325,98	+124	1623,67		
+118	1366,22	+125	1669,31		

Si nous revenons à l'exemple précité du siphon, et que nous nous figurions le verre de sa branche fermée ayant la faculté de se distendre, le mercure devrait baisser dans la branche béante, tandis que l'air augmenterait de volume dans l'autre, par l'addition du gaz aqueux. Mais lorsqu'on connaît la force d'expansion ou la tension du liquide évaporé, il est facile de calculer de combien l'air se trouve distendu par le mélange de celui-ci, parce que la somme des tensions de tous deux fait équilibre à la pression de l'atmosphère, c'est-à-dire doit être égale à la hauteur barométrique à laquelle on fait l'expérience. Supposons que nous fassions évaporer dans de l'air, à 76 centimètres de hauteur barométrique, un liquide dont la tension soit de 38 centimètres, la somme des tensions de tous deux est de 1,14 mètre, tant qu'ils sont renfermés; mais acquièrent-ils la liberté de s'étendre, leur volume augmente jusqu'à ce que leur tension commune soit de 76 centimètres. Mais alors le volume de l'air est doublé, de manière que sa tension n'équivaut qu'à 38 centimètres, c'est-à-dire que le volume du gaz ajouté était égal à celui de l'air. Si, au contraire, la tension du liquide est de 19 centimètres, il faut que l'air se dilate jusqu'à ce que sa tension soit de 57 centimètres, c'est-à-dire que son volume augmente d'un quart, car 19 : 76 :: 1 : 14, et le volume du gaz nouvellement formé fait le quart du volume de l'air. Enfin, si la tension du liquide était de 72 centimètres (telle, par exemple, que celle de l'éther près de son point d'ébullition), il faudrait que l'air se dilatât jusqu'à ce que sa

Digitized by Google

tension fût seulement encore de 4 centimètres, c'est-à-dire que son volume augmentât d'un dix-neuvième, car 4 : 76 :: 1 : 19. Prenons encore un exemple dans la table de Biot. Nous voyons par cette table que la tension de l'eau à + 18 degrés est de 15,353 millimètres, c'est-à-dire que l'expansion propre de l'air doit correspondre alors à 744,647 millimètres. Or, 15,35 : 760 :: 1 : 49,5, l'air doit s'être dilaté d'un pour cent de son volume, ce qui forme le volume de l'eau gazeuse.

La tension de tous les liquides volatils est la même (c'est-à-dire égale à la hauteur du baromètre) au degré de l'ébullition, et comme tous les gaz sont dilatés d'une manière uniforme par le calorique, on devrait croire qu'à un pareil nombre de degrés au-dessus du terme de l'ébullition, leur tension augmente uniformément aussi. La même chose devrait avoir lieu également pour la diminution de leur tension au-dessous de ce terme, de sorte qu'elle fût la même pour tous les liquides volatils à un même nombre de degrés au-dessous du point où ils commencent à bouillir. Ainsi, par exemple, l'eau bout à + 100 degrés, l'alcool à 78 et l'éther à + 35; donc l'eau à + 80 degrés, l'alcool à + 58 et l'éther à + 15, devraient avoir la même tension, tous trois se trouvant alors refroidis de 20 degrés au-dessous du terme de l'ébullition. Dalton et Gay-Lussac ont cherché à fonder cette loi par des expériences. Gay-Lussac prétend que quand on a une fois fixé le terme de l'ébullition d'un liquide quelconque à 76 centimètres de hauteur barométrique, la table de Biot est applicable à ce liquide, pourvu qu'on substitue son degré d'ébullition à celui de l'eau, et qu'ensuite on retranche ou ajoute un nombre correspondant de degrés. Mais des expériences faites depuis par Ure et Despretz, sur l'alcool, l'éther et diverses huiles volatiles, paraissent ne point être favorables à cette assertion. Nous devons donc attendre encore de nouvelles lumières à ce sujet.

La manière dont un gaz non permanent se comporte, lorsqu'il se répand dans l'air atmosphérique, est aussi

Digitized by Google

celle dont il se comporte en se répandant au milieu d'un autre gaz non permanent. Voilà pourquoi, en distillant deux liquides mêlés, mais non combinés ensemble, on peut, quand on connaît le point auquel tous deux entrent en ébullition, déterminer d'avance quel est le volume relatif de chacun qui passe à l'état de gaz; et quand on sait en outre quelle est la pesanteur spécifique de leurs gaz, on peut même calculer d'avance la quantité relative en poids que la distillation fournira de chacun: il suffit pour cela de multiplier la tension de chaque liquide au degré d'ébullition du mélange par la pesanteur spécifique de son gaz.

L'eau perd de sa tendance à s'évaporer, c'est-à-dire de sa force expansive ou de sa tension, lorsqu'elle tient d'autres corps en dissolution, et elle exige alors, pour entrer en ébullition, une température d'autant plus élevée, que son affinité pour les substances dissoutes est plus considérable. Elle a bien, dans cette circonstance, une tension égale à celle de l'eau pure, à un pareil nombre de degrés au-dessous du point de l'ébullition; mais cette tension change par l'évaporation de l'eau et la quantité relative des substances dissoutes, de manière que continuellement elle devient de plus en plus faible, et que le degré d'ébullition s'élève d'autant plus, que le liquide se concentre davantage. Lorsqu'enfin ce liquide est complètement saturé des substances qu'il tient en dissolution, la tension et le point d'ébullition demeurent invariables. Ainsi, par exemple, une dissolution saturée de sel marin bout à + 109 degrés, et une dissolution également saturée de nitre à + 115 2/3. Certains corps s'unissent à l'eau avec une telle force, que sa tension devient égale à zéro; mais cet effet n'a lieu que quand l'eau entre en combinaison chimique avec les acides forts ou avec les bases fortes.

Le gaz aqueux contenu dans l'air, ou l'humidité atmosphérique, peut varier par une infinité de circonstances. Ainsi cette humidité varie suivant la nature du pays. Elle est plus considérable sur les bords de la mer

Digitized by Google

et dans le voisinage des grands lacs, moindre sur les continens, et lorsqu'il a été long-temps sans pleuvoir. Ses variations dépendent principalement de la température. Lorsque celle-ci diminue dans un air contenant autant de gaz aqueux qu'il peut en admettre à ce degré de chaleur, c'est-à-dire saturé d'humidité, une partie du gaz aqueux perd sa forme gazeuse, se précipite, et se convertit en vapeurs : la transparence de l'air se trouve troublée par-là, et il devient plus ou moins opaque et nébuleux, suivant que la quantité d'eau précipitée qu'il tient en suspension est plus ou moins considérable. Ainsi, par exemple, lorsqu'en hiver, par un froid très-vif, on ouvre une porte, l'air froid du dehors se précipite dans la chambre, avec l'air plus chaud de laquelle il se mêle, et un nuage se fait apercevoir dans l'appartement, si le soleil y a accès. Ce nuage n'est autre chose que la vapeur aqueuse qui se précipite de l'air plus chaud de la chambre, quand celui-ci vient à être rafraîchi par l'air du dehors. On observe rarement ce phénomène dans les froids ordinaires, parce que l'air extérieur s'échauffe sur-le-champ jusqu'au degré qui permet au gaz aqueux de se maintenir. La même cause fait que l'air expiré prend la forme d'un nuage en hiver, et non point en été : car le froid de l'hiver précipite le gaz aqueux qui, dans l'expiration, s'exhale de la surface interne des poumons; tandis qu'en été ce gaz demeure à l'état gazeux, et se répand dans l'air extérieur, qui est plus chaud. Cependant, lorsque celui-ci est déjà saturé d'humidité, comme il arrive pendant ou immédiatement avant une pluie, on peut souvent apercevoir la vapeur de l'haleine, même à une température de + 18 et + 20 degrés, quoiqu'elle soit beaucoup moins sensible qu'elle ne l'est en hiver.

Quand on place un corps très-froid dans de l'air chaud, il se couvre d'eau, qu'il précipite de l'atmosphère, en refroidissant les couches d'air qui l'entourent, et soustrayant le calorique au gaz aqueux qui s'y trouve contenu. C'est ce que nous voyons sur une bouteille

Digitized by Google

qui vient d'être remplie d'eau, et en hiver sur les vitres de nos croisées. L'air de nos appartemens a ordinairement une température de + 18 à + 20 degrés, et contient en même temps beaucoup de gaz provenant de notre respiration et de notre transpiration; mais cet air est continuellement refroidi en hiver par les vitres des croisées, sur lesquelles, par conséquent, l'eau se précipite, et se convertit en glace, si le froid est assez considérable. Si l'air de la chambre est très-sec, les carreaux ne gèlent point, même quand il y a une grande différence entre la température du dehors et celle du dedans: mais qu'on porte dans la chambre un vase plein d'eau chaude, par l'évaporation de laquelle l'air se sature complètement de gaz aqueux, les vitres commencent à se geler au bout de quelques minutes.

L'humidité de l'air varie aussi en raison des animaux et des plantes, dont les exhalations continuelles l'augmentent. Elle varie également en raison de différens sels et d'une foule d'autres corps situés à la surface de la terre, qui, par leur affinité pour l'eau, la précipitent de l'air, où elle était disséminée sous forme de gaz, et diminuent ainsi l'humidité atmosphérique.

La propriété qu'ont les corps poreux d'admettre et de comprimer des substances gazeuses dans leurs interstices, se manifeste d'une manière bien plus sensible dans le gaz aqueux interposé au milieu des molécules de l'air, que dans les gaz permanens. L'eau est condensée par eux en quantité considérable, et c'est pourquoi nous disons que ces corps absorbent l'humidité. Si on les chauffe ensuite dans une petite cornue de verre ou dans un tube de verre soufflé en boule à l'une de ses extrémités, ils rendent l'eau, qui se dépose en gouttelettes sur la partie la moins échauffée du tube. Il suit de là que des corps dont les pores sont trop larges pour leur permettre d'absorber une quantité notable de gaz permanens, condensent cependant ceux qui ne sont pas permanens, et que des corps pulvérulens qu'on laisse exposés pendant quelques heures à l'air, même sec,

Digitized by Google

donnent des gouttes d'eau lorsqu'on vient ensuite à les faire chauffer dans une cornue ou un tube de verre. Retirés de l'appareil et laissés de nouveau à l'air, ils en attirent encore l'humidité, comme auparavant. La quantité d'eau condensée de cette manière varie suivant la nature des corps et l'humidité plus ou moins grande de l'atmosphère. Il se condense davantage de gaz aqueux dans un air humide, et quand celui-ci redevient plus sec, il absorbe de nouveau une partie du gaz qui s'était condensé d'abord. C'est pour cette raison qu'il est très-difficile de peser des corps pulvérulens pour des opérations délicates de chimie, parce que, même quand on a eu soin de les priver d'eau en les faisant rougir, ils condensent, pendant la pesée, assez de celle qui est contenue dans l'air pour que cette quantité puisse influer sur le résultat de l'expérience. Aussi me suis-je convaincu qu'il ne faut jamais peser de poudres dans un air humide, lorsqu'on veut entreprendre des recherches où l'exactitude est nécessaire.

L'art d'évaluer la quantité d'eau contenue dans l'air porte le nom d'*hygrométrie*, et les instrumens dont on se sert à cet effet sont appelés *hygromètres*. D'après ce que j'ai dit précédemment, l'humidité atmosphérique est proportionnelle à la température; de manière qu'avec la même quantité de gaz aqueux qui lui imprime le maximum d'humidité à + 5 degrés, par exemple, l'air peut-être parfaitement sec à + 20 degrés. L'hygromètre sert à nous indiquer à quel degré de chaleur l'air aurait acquis son maximum d'humidité avec la quantité de gaz aqueux qu'il contient; ou, pour s'exprimer d'une manière plus précise, à quelle tension de température correspond son contenu en gaz aqueux; par conséquent de combien il peut se refroidir sans déposer rien de son eau, ou combien de gaz aqueux il peut absorber encore, indépendamment de celui qu'il contenait déjà.

Maintenant, pour trouver à quel degré de température correspond la quantité d'eau contenue dans l'atmosphère, on remplit d'eau un cylindre allongé de

Digitized by Google

verre : s'il se dépose de l'humidité à la surface du verre, on le vide, on l'essuie bien à l'extérieur, et on y verse de nouvelle eau; de l'humidité se dépose-t-elle encore à sa surface, on le vide une seconde fois, puis on l'essuie en dehors, et l'on recommence ainsi jusqu'à ce qu'il cesse de s'humecter à la surface, après avoir été rempli d'eau. Alors on examine la température de l'eau, qui fait connaître à quel degré de chaleur l'air serait saturé par la quantité d'eau qu'il contient; cherchant ensuite ce degré de chaleur sur la table, on trouve la tension du gaz aqueux exprimée par la hauteur de la colonne de mercure qu'il serait en état de porter.

Une autre méthode plus précise et plus facile de déterminer la quantité d'eau que l'air contient, consiste à prendre une boule de thermomètre en acier ou en argent, à la faire bien polir en dehors, et à y adapter parfaitement un tube de thermomètre de longueur convenable. On emplit l'instrument, d'après le procédé ordinaire, de mercure, ou, si la boule est en argent, d'alcool coloré. Veut-on savoir quelle quantité d'eau l'air contient, on prend de l'eau froide, ou, si l'on ne peut pas s'en procurer qui le soit assez, on fait un mélange de sel ammoniac et d'eau ou de neige : on entoure ensuite la boule du thermomètre d'un étui en taffetas ciré impénétrable à l'eau, et on la plonge dans l'eau froide; à chaque fois que le thermomètre baisse d'un ou deux degrés, on le retire de son étui, pour voir si la boule se couvre d'humidité : on finit par arriver de cette manière à un point où la boule, quand on la retire, se couvre d'une vapeur qui ne tarde pas à disparaître : on s'assure du degré auquel ce phénomène arrive, et, au moyen de la table, il sert à faire connaître la tension de l'eau atmosphérique. Plus la différence entre la température extérieure et le degré de chaleur auquel on arrive ainsi est grande, plus aussi l'air est sec, et *vice versâ*. Si, par exemple, la température de l'air est de + 20 degrés, mais que l'hygromètre se couvre seulement d'humidité lorsqu'il est refroidi jusqu'à + 8 de-

Digitized by Google

grés, il s'ensuit que l'air pourrait être refroidi de + 12 degrés avant de déposer aucune parcelle d'eau, et que toute évaporation devrait s'y faire avec une force égale à la différence entre la tension de l'eau à + 8 degrés et celle dont elle jouit à + 20 degrés.

Daniell a imaginé un hygromètre fort commode, qui consiste en un cryophore, dans lequel on met de l'éther, au lieu d'eau, et dans l'une des deux branches duquel se trouve un petit thermomètre. La boule de ce dernier est oblongue, et enfoncée jusqu'à moitié au-dessous de la surface de l'éther. Si l'on refroidit la boule du cryophore avec de la glace, ou, dans l'été, en l'entourant d'une mousseline qu'on imbibe d'éther, il résulte de là que l'éther s'évapore dans l'autre boule, qui se refroidit et commence à se couvrir extérieurement de vapeur aqueuse. Le thermomètre intérieur indique alors la température de la boule.

Il existe encore, pour déterminer l'humidité atmosphérique, divers autres instrumens, dont la construction repose sur des principes tout différens, et qui donnent des résultats beaucoup plus incomplets. On les désigne sous le nom général d'*hygroscopes*, parce qu'ils n'indiquent le degré de sécheresse de l'air que d'une manière approximative. Tels sont l'hygromètre à cheveu de Saussure, l'hygromètre à baleine de Deluc, et ceux qu'on fait, soit avec une corde à boyau, soit avec une planchette de sapin. Tous sont fondés sur ce que les corps qu'on emploie pour les fabriquer, attirent, suivant le degré d'humidité de l'atmosphère, une quantité d'eau plus ou moins considérable, qui les oblige à se dilater ou à se resserrer sur eux-mêmes.

L'hygromètre de Saussure se distingue des autres par sa commodité, et par l'exactitude des résultats qu'il fournit. Cependant il ne fait pas connaître, comme la méthode précédente, la quantité totale du gaz aqueux contenue dans l'air, mais seulement la sécheresse relative de ce dernier; c'est-à-dire qu'il indique de combien

Digitized by Google

l'air est éloigné de son maximum d'humidité à la température sous laquelle se fait l'observation.

Gay-Lussac est pourtant parvenu à construire une table dans laquelle les degrés de l'hygromètre à cheveu sont exprimés en tensions correspondantes du gaz aqueux. Mais, pour ne pas m'arrêter trop long-temps sur ce sujet, je dois renvoyer le lecteur à l'article *hygromètre*, dans l'Appendice du dernier volume.

Le *thermohygromètre* de Leslie se compose de deux thermomètres à marche uniforme, de l'un desquels la boule est entourée d'un morceau de toile imbibée d'eau. Toutes deux marquent la même température dans l'air humide; dans l'air sec, au contraire, celui qui est enveloppé descend d'autant plus, que la sécheresse est plus grande et la boule plus refroidie par l'évaporation. August a reproduit l'usage de cette méthode, et fait voir qu'elle procure des résultats aussi certains que l'hygromètre de Daniell : seulement la différence de température entre la boule humide et la boule sèche n'est que la moitié de celle qu'indique l'instrument de Daniell, ce qu'il faut rectifier ensuite par le calcul.

Leslie a encore imaginé, pour mesurer la quantité d'eau contenue dans l'air, un autre instrument qui consiste en une boule de grès poreux, à laquelle se trouve adapté un tube de verre gradué : on emplit cette boule d'eau distillée, par le tube, et on bouche ensuite celui-ci, afin que la hauteur de la colonne de liquide ne pèse pas sur les parois de la boule. Le grès poreux laisse alors suinter l'eau, de manière que la boule se maintient toujours humide à l'extérieur. Plus l'air est sec, plus il s'évapore d'eau à la surface de la boule, et plus le liquide baisse rapidement dans le tube. Si l'air était dans un repos parfait autour de la boule, la rapidité de l'abaissement du liquide dans le tube serait en raison directe de la sécheresse de l'atmosphère, et l'instrument deviendrait un hygromètre; mais comme le mouvement de l'air favorise l'évaporation, cet instrument ne peut

Digitized by Google

servir que pour mesurer la force de cette dernière. C'est pourquoi Leslie lui a donné le nom d'*atmomètre*.

La théorie de l'évaporation, si intéressante sous le rapport tant chimique que physique, est un résultat des recherches faites dans ces derniers temps. Leroy, qui soutenait l'opinion que l'eau est dissoute dans l'air à la manière d'un corps solide dissous dans l'eau, contribua beaucoup par ses expériences à répandre du jour sur ce point de doctrine. Il se servit le premier d'un mélange d'eau et de glace, qu'il remuait avec un thermomètre, afin de déterminer la température à laquelle la paroi externe du verre commence à se couvrir d'humidité. Deluc, qui rejetait les vues de Leroy, croyait que l'eau contenue dans l'air s'y trouve réduite en ses élémens d'une manière qui nous est inconnue, et qu'elle se reforme quand le ciel s'obscurcit et qu'il commence à pleuvoir. Dalton prouva, par des expériences faites dans le vide barométrique, que la tension du gaz aqueux ne dépend pas de la présence de l'air, mais seulement de la température; il détermina la tension de l'eau à diverses températures (détermination d'après laquelle a été construite la table de Biot citée plus haut), et reconnut la plupart des lois qui président à l'évaporation des corps volatils. Ayant trouvé, par des expériences, que la vapeur de l'éther a une tension égale à celle de l'eau, il conclut de là que tous les gaz non permanens doivent avoir la même tension relative. Mais nous avons vu que cette assertion paraît ne point être exacte. Gay-Lussac, après avoir confirmé les données de Dalton, a réduit en corps de système tout ce qu'on savait sur l'évaporation des corps volatils et sur leur tension à des températures inégales.

De l'état de l'eau dans la nature.

1° *De l'eau à l'état liquide dans l'atmosphère.* La quantité d'eau contenue dans l'atmosphère éprouve à chaque instant des variations qui dépendent, soit du

Digitized by Google

mouvement continuel que la répartition inégale de la chaleur imprime à l'air, soit de ce que l'air chargé d'une plus grande quantité d'eau a une pesanteur spécifique moins considérable, soit enfin de ce que la température n'est pas la même sur les divers points de la surface du globe, non plus que dans les différentes couches de l'atmosphère.

Si le soleil cessait de luire, la partie liquide du globe tomberait dans un repos absolu, et l'air contiendrait une quantité invariable de gaz aqueux, qui correspondrait à la tension de l'eau sous la température d'alors, en supposant toutefois qu'il ne régnât pas un froid assez intense pour réduire cette tension à zéro. Mais les rayons solaires, en tombant sur la terre, sont décomposés par sa masse solide, et laissent échapper ainsi leur calorique : il suit de là que la couche inférieure de l'atmosphère, étant très-dilatée, se trouve obligée de s'élever pour faire place à de l'air plus froid, qui s'y précipite partout, et produit un mouvement dans l'atmosphère. En même temps, les rayons du soleil n'échauffent pas les diverses parties de la surface de la terre au même degré : la terre ferme l'est plus que l'eau, qui réfléchit la majeure partie des rayons solaires; et de là résulte un second mouvement de l'air, plus fort que le précédent. Enfin la portion équatoriale de la terre est fortement échauffée, tandis qu'un froid rigoureux règne autour de ses pôles; et de là provient un troisième mouvement dans l'atmosphère, le plus considérable de tous. Car l'air chaud doit continuellement s'élever au-dessus des contrées échauffées, et céder peu à peu sa place à celui des régions plus froides, tandis que la colonne qu'il forme ainsi en montant se renverse à droite et à gauche, pour aller gagner les points d'où afflue l'air froid, de manière que de là résulte en grand, dans l'atmosphère, une circulation semblable à celle que j'ai décrite en parlant de l'échauffement des liquides et de la propagation de la chaleur dans leur intérieur. L'échauffement inégal des divers points de la surface du globe

Digitized by Google

et autres causes semblables doivent faire naître des milliers de circulations plus petites dans cette grande circulation, et l'atmosphère doit se trouver ainsi dans une agitation continuelle (1).

Cependant tous ces changemens sont fort souvent si peu considérables, que nous ne les apercevons pas, et qu'il n'en résulte ni ouragans ni vents. Ces derniers phénomènes proviennent bien aussi des changemens généraux et lents qui nous occupent actuellement, mais ils se rattachent en même temps à des variations barométriques dont les causes principales sont encore un mystère pour nous. Du reste, ils n'interrompent point la marche des mouvemens de l'atmosphère produits par l'échauffement inégal de la terre, quoiqu'ils la modifient et l'altèrent d'une manière locale.

Par conséquent, l'air ne reste jamais assez longtemps en repos à la surface de la terre et des mers pour pouvoir se rapprocher de son maximum d'humidité. Au contraire, lorsqu'il est devenu humide jusqu'à un certain degré, les mouvemens plus ou moins rapides de l'atmosphère l'entraînent, soit dans des régions de celle-ci, soit vers des contrées de la terre où il se refroidit, et dépose, en proportion du refroidissement qu'il y éprouve, une quantité d'eau qui forme des nuages, de la pluie, du brouillard, etc. L'air, ainsi dépouillé de son humidité par le refroidissement, vient-il à repasser dans des pays plus chauds ou des régions plus basses de l'atmosphère, il se trouve fort sec proportionnellement à la température de ces nouvelles localités, et peut reprendre du gaz aqueux. Ces changemens continuels font que la quantité de ce gaz qu'il contient

(1) On en voit des exemples lorsqu'une étendue plus ou moins considérable de pays est couverte de nuages, au-dessous desquels l'air se refroidit. Lorsqu'en été, par un jour chaud et serein, un petit nuage passe devant le soleil et le couvre, on remarque toujours un courant d'air plus ou moins fort qui suit l'ombre, parce que là l'air se refroidit et se condense.

Digitized by Google

ne peut jamais être aussi uniforme que l'est celle des gaz permanens qui s'y trouvent mêlés. Ce sont donc eux qui entretiennent les sources, les fleuves, les lacs et en même temps toute la nature vivante.

Nuages et pluie. Pour bien concevoir la formation des nuages et l'origine de la pluie, il faut se figurer ces deux phénomènes se passant au-dessus d'une grande contrée uniformément échauffée, et au milieu d'un repos parfait dans les couches supérieures et inférieures de l'atmosphère. L'eau des lacs, des fleuves et du sol humide s'évapore avec la tension proportionnée à sa température; mais l'air qui reçoit le gaz aqueux ainsi formé, devient plus léger, tant à cause de son mélange avec le gaz, qu'en raison de son échauffement par la lumière solaire. Il doit, par conséquent, s'élever, et faire place à de l'air moins humide. De cette manière, il monte peu à peu jusqu'à ce qu'il parvienne à des couches de l'atmosphère où il éprouve un refroidissement tel, que l'eau dont il est chargé ne peut plus demeurer à l'état gazeux, et se précipite sous la forme de vapeur. Plus l'air est chaud et moins il est saturé d'eau, plus aussi est considérable la hauteur à laquelle arrive ce précipité, qui ne devient visible et ne produit un nuage que parce que la masse des vapeurs se trouve éclairée par le soleil, ou placée devant lui, de manière à le couvrir. Plus les vapeurs qui s'amoncèlent sont épaisses, moins elles ont de transparence, et, par conséquent aussi, plus leur couleur nous paraît foncée.

Les nuages augmentent peu à peu, et flottent quelque temps dans les hautes régions de l'air, parce que les petites vésicules de la vapeur aqueuse ont une pesanteur spécifique à peu près égale à celle de l'air : mais c'est encore une énigme pour les physiciens que de savoir comment ils se maintiennent des jours entiers dans l'air; ce qui n'a aucune connexion avec l'échauffement de la couche inférieure de l'atmosphère, ou du côté externe des nuages eux-mêmes, comme l'ont pensé quelques naturalistes, puisqu'ils conservent également leur place

Digitized by Google

pendant la nuit. Lorsqu'enfin les nuages ont atteint une certaine densité, ils commencent à descendre peu à peu, et une fois que les vapeurs sont arrivées dans une couche d'air plus chaude, elles se redissolvent par degrés, jusqu'à ce que l'air ait atteint son maximum d'humidité. C'est ainsi que des nuages entiers peuvent s'abaisser sans qu'il tombe encore une seule goutte de pluie. Mais l'air qui se trouve entre la face inférieure des nues et la terre, se rapproche de son maximum d'humidité, parce que les nuages couvrent le soleil, ce qui refroidit l'atmosphère et diminue la force expansive de l'eau. Dès qu'il a atteint ce maximum, la pluie commence à tomber. En observant l'hygromètre, on voit l'humidité atmosphérique augmenter peu à peu jusqu'à ce qu'elle arrive au maximum, moment peu avant ou après lequel les premières gouttes d'eau commencent à se faire sentir.

Les gouttes d'eau sont produites par les vésicules qui, lorsqu'elles cessent d'être dissoutes dans leur chute, par l'air devenu trop humide pour cela, se rapprochent de plus en plus les unes des autres, et forment de petites boules d'eau. Une fois que cette formation de gouttes a commencé, elle se propage dans toute l'étendue du nuage, mais nous ignorons quelle en est peut-être la cause. Les gouttes augmentent de volume en tombant, soit parce qu'elles se réunissent avec d'autres vésicules et gouttelettes, soit parce qu'elles tombent ordinairement d'une région de l'atmosphère plus froide dans une autre qui l'est moins, et qu'à l'instar de tous les corps froids plongés au milieu d'un air humide et chaud, elles font, dans leur chute, précipiter de l'eau à leur surface. Voilà pourquoi, en été, les gouttes d'eau sont plus larges au commencement d'une pluie, et vont ensuite en diminuant peu à peu. En hiver, au contraire, et dans les saisons froides, où la différence entre la température des régions supérieures et celle des régions inférieures de l'atmosphère est moins grande, cette différence n'est pas aussi sensible; elle l'est également moins lorsque, comme il arrive quelquefois, les vapeurs

Digitized by Google

aqueuses, précipitées en haut, conservent encore une partie de la température de la région d'où elles proviennent, et sont par conséquent plus chaudes que l'air inférieur. Il survient aussi des changemens nombreux et variés dans les orages et les pluies battantes.

Quand le nuage tout entier s'est précipité peu à peu de cette manière, le ciel s'éclaircit, le soleil reparaît, et l'air, que la pluie avait rafraîchi, se réchauffe. L'hygromètre indique alors un accroissement rapide de sécheresse, parce que l'eau, dont l'air était saturé avant la pluie, a été précipité par les gouttes froides, et plus la pluie est froide, plus l'air est sec ensuite, par des raisons faciles à saisir.

Telles sont les lois fondamentales de la pluie en général. C'est à peu près ce qu'on voit quand il pleut à la suite d'un brouillard du matin qui s'est élevé. Mais il est extrêmement rare que ce phénomène arrive par un temps parfaitement calme, et d'une manière aussi simple que je viens de le décrire. Les mouvemens continuels de l'atmosphère et les électricités y apportent des variations dont les unes sont faciles à concevoir, mais dont les autres sont inexplicables dans l'état actuel de nos connaissances.

Il est rare que la pluie tombe précisément dans l'endroit d'où l'eau s'était élevée auparavant par évaporation. En général cette eau est entraînée par l'air à une plus ou moins grande distance, avant de se condenser par le refroidissement et de se précipiter. La plupart de celle qui s'élève dans l'atmosphère provient de la surface des mers et des lacs, où elle retombe aussi en partie; cependant il y en a beaucoup qui va tomber sur terre.

L'inclinaison de la terre sur son orbe fait que chaque pays a deux saisons, l'une chaude, l'été, et l'autre froide, l'hiver; le printemps et l'automne ne sont que des transitions d'une de ces saisons à l'autre. Pendant l'été, les lacs et l'humidité de la terre s'évaporent, et l'eau évaporée, obéissant au grand mouvement circulatoire général dont j'ai parlé plus haut, suit le courant ascen-

Digitized by Google

dant d'air chaud dans les pays froids, dont l'air plus froid et plus sec remplace l'air plus chaud et plus humide, aussitôt après son départ. Cet air plus chaud, qui est mêlé de gaz aqueux, s'y refroidit peu à peu; il y produit des nuages et de la pluie, sous le rapport desquels il présente cela de particulier qu'après en avoir déposé une certaine quantité à une température donnée, il peut encore en déposer d'autres dans un climat plus froid. Voilà pourquoi les mois d'été sont en général plus secs, tandis que ceux d'automne, de printemps et d'hiver sont plus humides et plus riches en pluie et en neige. Ceci s'applique à la terre tout entière, même sous l'équateur, où l'hiver n'est que de quelques degrés moins chaud que l'été, mais où ce léger refroidissement suffit néanmoins pour condenser l'eau qui s'évapore de la surface de la terre. De là vient aussi que l'eau diminue en été dans nos lacs et nos rivières, au lieu que dans les trois autres saisons elle y augmente peu à peu.

Cependant il pleut également en été. Ce phénomène tient d'un côté à ce que l'air chaud absorbe souvent plus d'eau à la surface de la terre qu'il n'en peut conserver sous forme de gaz lorsqu'il est arrivé dans les hautes régions de l'atmosphère, et que cette eau est obligée de se condenser et de se précipiter; d'un autre côté, à ce que les vents irréguliers qui soufflent hors des tropiques chassent souvent tout à coup l'air chaud d'un pays dans un autre pays plus froid, où l'eau qu'il contient se condense et produit de la pluie. L'été a généralement plus de jours sereins; il est rare, au contraire, d'en voir dans l'hiver, où le temps est presque toujours nébuleux.

La pluie a divers degrés de violence, d'après laquelle on la désigne sous des noms différens, tels que *pluie fine*, *pluie battante*, etc. Ces différences proviennent de la hauteur des nuages, lorsqu'elles ne dépendent pas de l'électricité. Dans une pluie fine, les nuages se trouvent souvent à la surface même de la terre; dans une pluie battante, ils sont beaucoup plus élevés. Plus les nuages sont hauts, plus les gouttes qui tombent ont de

Digitized by Google

largeur, et plus leur chute est rapide. Voilà pourquoi les pluies battantes sont plus communes dans les pays chauds que dans les contrées du nord, parce que les couches chaudes de l'atmosphère y étant plus épaisses, le gaz aqueux est forcé de s'élever à une plus grande hauteur avant de se condenser en nuages. De là vient aussi qu'entre les tropiques les gouttes de pluie ont souvent trois lignes de diamètre, et qu'on en a même vu parfois, sous l'équateur, dont le diamètre s'élevait à un pouce entier.

Nous appelons *pluie d'orage* celle qui est accompagnée des phénomènes électriques dont j'ai parlé à l'occasion du tonnerre. Les nuages orageux marchent souvent avec une rapidité extrême, en sens contraire du vent régnant, et sont fréquemment précédés par des ouragans dont la fureur ne s'exerce que sur des bandes de terrain fort étroites. Nous ne savons rien, ni de leur origine, ni de leur connexion avec l'électricité, et nous ignorons si celle-ci est la cause ou l'effet de la formation souvent très-rapide des nuages orageux. Quelques physiciens ont émis l'opinion absurde que le bruit du tonnerre est produit, dans les hautes régions de l'atmosphère, par la déflagration d'un mélange de gaz hydrogène et d'air, au moyen de l'étincelle électrique, et que la pluie qui tombe résulte de là. Mais on peut opposer les preuves les plus positives à cette assertion, qui repose uniquement sur l'analogie du son, et sur ce que les nuages orageux donnent de la pluie.

Une pluie est ordinairement annoncée par l'abaissement du baromètre. Cet effet dépend, suivant toutes les probabilités, de ce qu'à mesure que l'humidité de l'air augmente, il devient plus léger, et l'atmosphère par conséquent plus haute qu'elle ne l'est par un temps sec, d'où il résulte que la partie supérieure de la colonne d'air humide s'épanche sur les côtés, et ne peut par conséquent point faire équilibre à une colonne de mercure aussi élevée qu'auparavant. On a cru aussi, mais cette opinion est peut-être moins exacte, que la pluie

Digitized by Google

tient à la raréfaction de l'air, indiquée par l'abaissement du baromètre, à peu près de même que l'air renfermé dans une cloche humide, sur la machine pneumatique, devient trouble et se remplit de vapeurs aqueuses quand on le raréfie par quelques coups de piston, parce que l'air qui se dilate dans la cloche absorbe le calorique du gaz aqueux, diminue la tension de ce gaz, et le force à se précipiter en partie. Cependant ce gaz reprend en peu d'instans sa forme gazeuse et sa transparence, lorsqu'on laisse rentrer de l'air.

Neige. Quand il se forme des nuages à une température au-dessous de zéro, les vapeurs aqueuses se convertissent en une infinité de petits cristaux aciculaires, dont il y a toujours plusieurs qui se réunissent sous des angles de 60 et 120 degrés, comme les aiguilles de l'eau en congélation, et qui produisent ainsi des formes cristallines diversifiées, d'un aspect fort agréable, dont la configuration est partout semblable dans une même chute de neige. Ces cristaux s'accroissent dans leur chute, comme les gouttes de pluie, et forment souvent de gros flocons en s'accumulant. En général tout ce que j'ai dit de la pluie s'applique aussi à la neige, et la différence ne tient qu'à la température.

Il ne tombe pas de neige lorsque le temps est calme et très-froid, parce qu'il ne peut plus se précipiter de gaz aqueux. Pour qu'il neige, il faut que de l'air moins froid et plus humide arrive dans la contrée; il s'y refroidit alors, et dépose son eau. Voilà pourquoi le temps se radoucit ordinairement avant qu'il tombe de la neige. On a coutume d'attribuer ce phénomène à la mise en liberté du calorique du gaz pendant la cristallisation de l'eau; mais, si telle en était la cause, le calorique augmenterait de nouveau la force expansive de l'eau, et par conséquent il ne pourrait dans aucun cas se former plus de neige que le refroidissement ne le permettrait. Lorsqu'il nous arrive d'avoir de la neige par un vent impétueux du nord et un froid vif, elle s'est ordinairement

Digitized by Google

formée dans l'air venant des pays chauds qui traverse en sens opposé les hautes régions de l'atmosphère.

Quand le vent du nord souffle sans neige, le temps est communément serein, et la neige s'évapore, ainsi que la glace. En effet cet air s'est fortement refroidi dans les contrées septentrionales, où il a déposé son eau. Lorsqu'ensuite il se réchauffe peu à peu, en avançant vers le sud, la faculté qu'il a de contenir du gaz aqueux augmente aussi par degrés, et ce gaz est fourni, en raison de la température, par la neige et la glace au-dessus desquelles l'air passe.

Grêle. La *grêle* est également produite par le froid, mais dans des circonstances tout-à-fait différentes. On ne la voit qu'en été ou dans les pays chauds. Il est d'observation générale qu'elle ne se forme que quand le soleil est sur l'horizon et l'air non assez refroidi pour opérer la congélation des vapeurs aqueuses elles-mêmes, mais que cependant il survient subitement, dans les hautes régions de l'atmosphère, un froid assez intense pour convertir en glace les gouttes d'eau déjà formées. Aussi la grêle consiste-t-elle en grains arrondis, et non en cristaux réguliers, comme la neige. Ordinairement ces grains sont si froids que l'eau qui s'applique à leur surface pendant leur chute, se prend sur-le-champ en une croûte glacée, au centre de laquelle le grain primitif de grêle est renfermé, sous la forme d'un noyau blanc et transparent. Dans les pays chauds, où les nuages sont souvent fort élevés, et où l'air contient davantage d'humidité, la grêle acquiert fréquemment une grosseur bien plus considérable que dans le nord, et on en a vu tomber des morceaux pesant plusieurs livres. Les grêlons ne se forment pas tout d'un coup dans l'atmosphère; ils n'acquièrent cette grosseur insolite que dans leur chute, soit par l'effet de l'eau qui se précipite à leur surface en raison de l'abaissement de leur température, soit par suite de l'agglomération de plusieurs grains, qui doit augmenter à chaque instant; car la rapidité croissant

Digitized by Google

en proportion plus grande dans les gros grains que dans les petits, ceux-ci sont dépassés par les autres dans leur chute, et doivent se réunir à eux.

La cause qui produit si rapidement du froid dans l'atmosphère d'été nous est inconnue. La grêle est accompagnée, sinon toujours de tonnerre, au moins constamment de signes bien manifestes d'électricité; mais nous ne pouvons pas dire quel rapport existe entre l'électricité et cette production rapide de froid.

Brouillard. Le *brouillard* provient des mêmes causes que les nuages. Ce n'est, à proprement parler, qu'un nuage qui se forme près de terre. On voit naître du brouillard quand la température de l'air tombe rapidement de quelques degrés au-dessous de celle du sol: l'eau continue alors à s'évaporer de la surface de la terre et des eaux avec une tension correspondante à la chaleur du sol; mais à peine le gaz aqueux est-il produit, qu'il se refroidit et se précipite dans l'air; après quoi le mouvement de l'air plus chaud qui avoisine la terre, le fait monter peu à peu. Le brouillard commence de cette manière sur les eaux et les prairies marécageuses, quelques heures après le coucher du soleil, ou une heure avant son lever, et continue jusqu'à ce que sa propre pesanteur le détermine à tomber en pluie fine, ou qu'au lever du soleil l'air échauffé le dissolve. Souvent, dans ce dernier cas, on le voit commencer à disparaître près de terre, puis diminuer aussi peu à peu dans les régions supérieures, à mesure que les couches d'air qui occupent ces régions s'y échauffent successivement. Comme la surface des eaux fournit une évaporation plus abondante que celle de la terre, c'est sur les mers, puis sur leurs rivages, que les brouillards sont le plus communs et le plus épais. Ils offrent moins d'étendue sur terre. On les observe aussi bien en hiver qu'en été, et il arrive souvent, dans les journées froides d'hiver, qu'on voit une fumée s'élever des sources et des courans non gelés. Lorsque le brouillard tombe par un froid vif, il se dépose sur les arbres et les maisons sous la forme de cris-

Digitized by Google

taux lanugineux, et produit ce qu'on appelle le *givre*.

Rosée. La différence qui existe entre le jour et la nuit, sous le rapport de la température, en produit une dans la quantité d'eau que l'air contient; mais, au lieu de se précipiter dans l'air sous la forme d'une vapeur, le gaz aqueux se dépose sur la terre, et l'air conserve sa transparence. De là résulte la *rosée*. Il est difficile de dire quelles sont toutes les forces qui concourent à la production de la rosée; mais sa principale cause est le refroidissement, et si elle se précipite sur le sol, au lieu de le faire dans l'air, c'est parce que la précipitation commence dans la couche d'air la plus rapprochée de terre, cette couche étant la plus chaude et la plus abondamment chargée d'eau. Le gaz aqueux des couches supérieures se répand ensuite peu à peu dans les inférieures, parce que l'air y est moins chargé de ce gaz, et de là vient que le précipité continue à s'effectuer en bas. Au reste, ce qui prouve que les corps solides exercent de l'attraction sur l'eau, c'est que la rosée ne se dépose pas uniformément à la surface de tous les corps. Les corps non conducteurs du calorique sont ceux qu'elle baigne le plus; il y en a moins sur ceux qui sont conducteurs, et les métaux en sont rarement mouillés, à moins qu'elle n'ait été d'une abondance extraordinaire. On a présenté comme une circonstance rendant l'explication de ce phénomène difficile, l'observation que, quand il tombe de la rosée, la terre est toujours d'un ou plusieurs degrés plus chaude que l'air. Il en est bien réellement ainsi pour une profondeur d'un à deux pouces en terre; mais la croûte du globe et les plantes qui s'en élèvent se refroidissent par rayonnement du calorique, et en conséquence avec beaucoup plus de rapidité que l'air. Wells a prouvé, par une série d'expériences fort intéressantes, que la précipitation de la rosée est un pur effet du refroidissement occasionné par le rayonnement du calorique. Ainsi, par exemple, il plaça, le soir, une quantité déterminée de laine à l'air libre, et tout auprès une autre

Digitized by Google

quantité pareille et occupant la même surface, mais couverte d'une table. La laine non couverte avait beaucoup plus augmenté de poids que celle qui était placée sous la table, parce qu'il s'était opéré entre cette dernière et la table un rayonnement mutuel de calorique, en vertu duquel elle avait éprouvé un refroidissement moins considérable que la laine exposée en plein air, dont les rayons calorifiques s'étaient dissipés sans que rien en compensât la perte. C'est ce qui explique pourquoi la rosée tombe très-souvent en grande quantité dans les soirées sereines, pourquoi aussi elle est plus rare et moins abondante dans les temps couverts, les rayons calorifiques de la terre étant remplacés, dans ce dernier cas, par ceux des couches de nuages situés au-dessus d'elle. Les métaux et les corps conducteurs de la chaleur ne se couvrent point de rosée, tant que l'air ou ce qui est placé sous eux leur restitue le calorique qu'ils perdent par rayonnement.

Lorsque l'air contient assez peu d'eau dans la journée pour qu'elle puisse s'y maintenir, par sa tension, à la température de la nuit, il ne tombe pas de rosée. On peut s'en convaincre, en mesurant la tension de l'eau quelques heures avant et une heure après le coucher du soleil. S'il se trouve, par exemple, que la quantité d'eau contenue dans l'air pendant la journée corresponde à la tension de + 16 degrés, et que la température descende, après le coucher du soleil, à + 15, + 12, + 10 degrés, etc., il doit tomber de la rosée, et s'en former jusqu'à ce que la température de l'air soit descendue au plus bas degré qu'elle puisse atteindre, c'est-à-dire jusqu'au lever du soleil. Dans cette expérience, l'hygroscope indique le maximum d'humidité atmosphérique près de terre, mais commence à retourner au sec lorsque la rosée disparaît vers le matin, et que la force expansive de l'eau est accrue par la chaleur du jour. On prétend qu'une grande partie de la rosée provient des émanations des plantes, qui ne peuvent point être prises par l'air : mais cela est peu croyable; car les

Digitized by Google

émanations des végétaux devraient alors être exhalées sous forme liquide, et la rosée se manifesterait, même en plein midi, toutes les fois que l'air serait au maximum d'humidité. On a trouvé de la rosée sur des plantes placées sous des cloches de verre, qu'on avait laissées la nuit à l'air. Cette rosée se forme de la même manière qu'à l'air libre, et elle peut être tout aussi abondante, parce que l'air, plus chaud sous la cloche, contient davantage d'humidité. Ce qui prouve clairement qu'elle ne provient pas des émanations des plantes, c'est qu'il faut toujours que l'air ait acquis son maximum d'humidité sous la cloche, parce qu'il ne peut guère s'y renouveler, et que, dans ce cas, les émanations des plantes les couvriraient d'une rosée continuelle. Dans nos climats, on n'observe la rosée que sur terre; mais, sous les tropiques, elle tombe également en mer.

Il tombe une autre sorte de rosée en hiver lorsqu'à un vent froid en succède un autre, qui l'est moins. Ce dernier contient de l'eau, laquelle se précipite sur les murs, les maisons, les arbres, etc., qui conservent encore la température des jours précédens. Ces objets sont donc humides jusqu'à ce qu'ils aient repris la température de l'air, ou qu'il survienne un vent plus sec. Par un temps froid, cette sorte de rosée se prend en givre. Lorsqu'après un hiver rigoureux le printemps s'annonce de suite par des jours chauds, on voit souvent les murailles, les maisons en pierre et les églises se couvrir de givre à l'extérieur : ce phénomène tient à ce que les murs s'échauffent moins vite que l'air, et conservent encore assez de froid pour que l'eau puisse se précipiter et se congeler à leur surface.

Eau de pluie. Eau de neige. Cette eau est parfois très-pure; mais il faut pour cela qu'on l'ait recueillie dans de larges vases, en rase campagne et quelque temps après qu'il avait commencé à pleuvoir. Ordinairement elle contient de l'air atmosphérique, un peu d'acide nitrique, et, à ce qu'on prétend, une quantité

Digitized by Google

extrêmement faible de chlorure calcique. Cependant la présence de ce dernier sel est peu vraisemblable; car il est absolument fixe, et ne prend jamais, que nous sachions, la forme de gaz. Quant à l'acide nitrique, au contraire, il se forme en petite quantité dans les combustions, de sorte qu'il doit toujours y en avoir dans l'atmosphère. Cependant les recherches de Liebig ont appris qu'il n'y en a que dans l'eau de pluie d'orage, et qu'on n'en rencontre jamais dans l'eau de pluie ordinaire. L'eau de neige nouvellement fondue a une saveur particulière, et l'on croyait jadis qu'elle contenait davantage d'oxigène; mais elle ne contient jamais plus d'air qu'elle n'a pu en attirer de l'atmosphère pendant la fonte de la neige.

La plupart des impuretés que l'eau charrie sont simplement mêlées avec elle, et dues à de la poussière qui voltige dans l'air, et qui est entraînée par la pluie ou la neige. Voilà pourquoi l'eau de pluie dépose une poudre grisâtre, et l'on trouve un dépôt pulvérulent dans la neige fondue, même lorsque celle-ci a été prise au milieu de grands lacs gelés. C'est aussi pour cette raison qu'on entend quelquefois parler de pluies de soufre, de pluies de sang, etc., c'est-à-dire de pluies qui entraînent du pollen jaune, rouge ou diversement coloré des plantes en fleurs à cette époque. Lorsque, par exemple, il survient tout à coup une pluie pendant la floraison des genevriers et des pins, on trouve sur l'eau, dans les contrées montueuses, une poudre jaune, qui ressemble parfaitement à des fleurs de soufre, mais que, par un examen plus attentif, on reconnaît être le pollen de ces végétaux conifères, qui s'était accumulé dans l'atmosphère, d'où il a été précipité par la pluie.

Cependant, en général, l'eau de neige et de pluie est assez pure pour qu'on puisse l'employer dans la plupart des opérations chimiques. Sa pesanteur spécifique est la même que celle de l'eau distillée.

De l'état de l'eau liquide à la surface de la

Digitized by Google

terre. — *Sources.* La plus grande partie de l'eau atmosphérique se précipite sur les montagnes, tant parce que l'air chaud des vallées, des plaines marécageuses et des lacs se refroidit en montant sur le revers des montagnes, et y dépose son eau sous la forme d'une rosée douce, mais continuelle, que parce que la température à laquelle le gaz aqueux de l'air commence à se condenser, et qu'on appelle *point de rosée,* ne s'élève pas à une grande hauteur dans l'atmosphère, et que les montagnes qui vont jusqu'à ce point condensent toujours le gaz aqueux de l'air; ce qui les mouille, enfin, parce que les nuages se rencontrent davantage autour des points élevés, et y déposent de la pluie, tandis que le pays plat situé au-dessous jouit d'un beau temps. Une partie de l'eau qui se rassemble sur les montagnes coule à leur surface, et produit des ruisseaux; une autre tombe dans leurs fissures, et s'enfonce à de grandes profondeurs. C'est surtout dans les mines qu'on aperçoit clairement cette origine des sources. Les montagnes sont intérieurement remplies, dans toutes les directions, de fissures, d'où l'eau coule de tous les côtés à peu de distance au-dessous du sol; partout on entend tomber des gouttes d'eau, et ce phénomène augmente à mesure qu'on s'enfonce; de manière qu'on est forcé d'entretenir des machines dans toutes les mines, pour pomper l'eau qui s'y insinue. Comme à cette eau qui filtre en succède toujours d'autre, dont elle a le poids à supporter, elle cherche sans cesse à se frayer des routes à travers les fentes, jusqu'à ce qu'enfin elle parvienne à un point où il lui soit impossible de s'enfoncer davantage, et il est probable que les fissures des montagnes sont remplies d'eau aussi loin que celle-ci peut y pénétrer. La pesanteur de la colonne d'eau qui presse sur le liquide contenu dans ces cavités, le refoule vers les vallées et les régions basses, à travers les couches de sable et de terre, dans lesquelles il se creuse un ou plusieurs conduits, d'où il débouche sur certains points pour former des

Digitized by Google

sources. Suivant que ces montagnes sont diversement configurées et prolongées sous terre, les sources jaillissent à une plus ou moins grande distance d'elles.

On a voulu rejeter cette théorie de l'origine des sources, en disant que la terre proprement dite se laisse rarement traverser par un peu d'eau. Ainsi, par exemple, après avoir enfoncé en terre un grand tonneau, du fond duquel partait un tuyau mince allant se rendre dans une cave profonde, on n'a jamais trouvé que, même après les plus fortes pluies, il eût passé la moindre quantité de liquide dans ce tuyau. Mais à cette objection on répond que ce sont principalement les montagnes d'où les sources tirent leur origine, et que la terre, quoiqu'humide partout au-dessous de sa croûte, retient cependant toujours son eau, à peu près comme ferait une éponge. Dans les puits, au contraire, l'eau se rassemble peu à peu des couches de terre voisines : la cavité se remplit lentement, et le niveau du liquide reste au-dessous de la surface du sol, à une profondeur qui varie suivant l'abondance d'eau contenue dans les couches de la terre.

Les eaux de source ont presque toujours la même température dans un même climat. En Suède, cette température est de + 7 degrés durant l'été, et un peu moindre dans les hivers rigoureux, quand il ne tombe pas beaucoup de neige. Cette température invariable tient à ce que la croûte de la terre, lorsqu'elle est échauffée jusqu'à un degré correspondant à la faculté échauffante des rayons solaires sous chaque latitude, ne peut, à une certaine profondeur, ni acquérir plus de chaleur en été, ni se refroidir davantage en hiver, mais conserve, à quelque distance de la superficie, une sorte de température moyenne qui ne change ensuite que d'une manière graduelle, à mesure qu'on pénètre davantage dans l'intérieur. Cette température moyenne est, pour Stockholm, de + 7 degrés, et, pour Paris, de + 12,4 degrés, ou un peu moins; elle est plus considérable encore dans les pays plus chauds. Les eaux

Digitized by Google

des sources jaillissantes conservent cette température, à quelques variations insignifiantes près, qui tiennent à leur trajet plus ou moins long au travers de la croûte de la terre, laquelle se trouve sous une dépendance plus immédiate de la chaleur de l'atmosphère.

Les *sources chaudes* doivent quelquefois leur chaleur à des volcans, ou si elles ne sont pas voisines de montagnes ignivômes, elles paraissent la tenir d'anciennes masses volcaniques qui ne se sont point encore refroidies, et dont les orifices supérieurs ont été détruits par des révolutions subséquentes du globe, à la suite desquelles il n'est plus resté que des masses de basalte, de pierre-ponce et de lave. Il y a deux sortes de sources chaudes. Les unes, qui paraissent être un phénomène volcanique, et qui persistent quelquefois des milliers d'années encore après l'extinction des volcans, sont riches en gaz acide carbonique, et en chlorure, sulfate et carbonate sodiques; elles contiennent aussi parfois du gaz sulfide hydrique. Il n'est pas rare que leur composition reste identique, même après que leur chaleur est déjà descendue jusqu'à la température moyenne de la terre. Les autres contiennent des chlorures calcique et magnésique, mais point de carbonate sodique, et presque toujours une petite quantité de gaz sulfide hydrique. On les trouve dans des lieux où il est souvent impossible de découvrir aucun vestige d'anciens volcans, de sorte qu'on croit pouvoir expliquer leur chaleur en disant qu'elles viennent d'une profondeur assez considérable pour être échauffées par la température intérieure de la terre, celle-ci toutefois supposée croissante avec la profondeur. Ces sources se rencontrent toujours dans des terrains primitifs; mais il n'y en a point en Suède, probablement parce que la distance entre la surface de la terre et la profondeur à laquelle la température s'élève jusqu'à ce degré, y est trop considérable.

Les eaux de Carlsbad et d'Aix-la-Chapelle ont une température de + 70 à + 90 degrés, et l'eau du Gey-

Digitized by Google

ser, en Islande, qui, de temps en temps, pousse dans les airs, avec une force incroyable, une colonne d'eau de dix-neuf pieds de diamètre, sur cent de hauteur, est bouillante.

Au reste, les sources présentent, soit sous le rapport de leur température, soit sous celui de la manière dont elles coulent, des particularités surprenantes, que je suis obligé de passer sous silence, tant parce qu'elles rentrent dans le domaine de la physique, que parce que nos connaissances chimiques actuelles ne suffisent pas pour en donner l'explication.

En parcourant les fissures des montagnes, et se filtrant à travers la masse de la terre, les eaux de sources dissolvent une quantité de substances qui altèrent leur pureté lorsqu'elles viennent à se montrer au jour. Ces subs tances sont de la silice, divers sels et acides, et même de la matière extractive, dont elles se chargent en traversant la couche de terre végétale qui forme la croûte du globe. On ne sait point encore comment l'eau s'empare de ces substances; car diverses sources en contiennent certaines en si grande abondance, qu'il serait impossible aux alentours du cours de la source de les fournir pendant deux mois seulement. Ainsi, par exemple, il coule annuellement, avec l'eau de Carlsbad, 746,884 livres de carbonate sodique et 1,132,923 livres de sulfate sodique, sans compter les autres substances qui accompagnent ces deux sels. Il est probable que ces eaux filtrent à travers des montagnes dont elles décomposent et dissolvent peu à peu la masse, excitant ainsi un travail chimique dont le résultat est de les charger elles-mêmes des substances qu'on y trouve à leur sortie, et dont la quantité est quelquefois si considérable, que l'art pourrait à peine imiter une semblable dissolution. C'est pourquoi la quantité de substances contenues dans ces eaux doit varier suivant les circonstances; c'est pourquoi aussi les sources doivent, avec le temps, mais peut-être seulement après plusieurs siècles, changer de nature, suivant que les substances solubles ont

Digitized by Google

été entraînées totalement, qu'il en reste moins, ou qu'au contraire il y en a davantage encore à dissoudre. Je dirai dans la suite, en traitant de l'analyse chimique, quelles sont les substances qu'on rencontre dans les eaux de source, et comment on peut, soit y constater leur présence, soit les en extraire.

Toutes les eaux provenant de la terre contiennent une plus ou moins grande quantité d'acide carbonique, et, en outre, diverses terres dissoutes dans un excès de cet acide, notamment de la chaux et de la magnésie, parfois aussi des oxides de fer et de manganèse. Si on laisse de l'eau de source exposée pendant quelque temps à l'air libre, l'excès de cet acide se dissipe peu à peu, et les terres se précipitent, ainsi que les oxides métalliques : la même chose arrive quand on fait bouillir l'eau. C'est à ces sels terreux que tient la croûte qui se forme dans les vases dont on se sert pour la mettre sur le feu. Lorsqu'ils se déposent dans la source même, ou le long de son trajet, sur les pierres ou autre objets baignés par l'eau, ils produisent autour de ceux-ci des incrustations, auxquelles on donne le nom de *tuf*. Il n'existe pas de sources semblables en Suède; mais on les trouve quelquefois en abondance dans les pays chauds, surtout au voisinage des volcans en activité. Qu'on y jette une pièce de monnaie ou tout autre moule quelconque, au bout de quelque temps il se forme autour une incrustation pierreuse, facile à détacher, et dont l'intérieur offre l'image en creux du corps à la surface duquel elle s'est déposée.

Les sources produisent des *ruisseaux*, et leur eau perd son acide carbonique en coulant, de manière qu'on ne retrouve plus, ni dans les ruisseaux, ni dans les fleuves et lacs qui en proviennent, aucune trace des carbonates acidules que cette eau contenait à sa source. Les autres sels y restent volontiers; mais, comme leur quantité est extrêmement peu considérable, du moins en Suède, en proportion des carbonates, l'eau des fleuves est plus pure que celle des sources. Elle dissout le savon

Digitized by Google

blanc et le savon vert presque sans se troubler, tandis que l'eau de source les décompose par le moyen de ses carbonates terreux, et précipite les principes huileux avec les terres. On lui donne le nom technique d'*eau dure* (1).

Les *rivières* se réunissent dans des *lacs*, dont l'eau est rendue impure par les végétaux et animaux qui y vivent et meurent. Cependant, malgré cette cause, l'eau des lacs n'est qu'un peu moins pure que celle des rivières.

Les lacs forment de grands courans qui conduisent leurs eaux à la *mer*. Ce vaste amas d'eau, qui occupe la plus grande partie de la surface du globe, et qui reçoit toutes les eaux provenant de la terre, contient tous les sels de ces dernières, mais laisse échapper son eau par l'évaporation. De là résulte une circulation continuelle d'eau, qui s'évapore de la surface de la mer, s'élève dans les airs sous la forme de gaz, se condense ensuite sur les continens, principalement autour de leurs montagnes, y tombe sous la forme de pluie, produit, de la manière que j'ai décrite, les sources, les lacs et les courans, et retourne à la mer par ces derniers. C'est cette circulation qui rend nos sources, nos lacs et nos rivières presque invariables, et qui pourvoit continuellement la nature vivante d'eau douce (1).

---

(1) Dans plusieurs provinces septentrionales de la Suède, l'eau des fleuves est presque aussi pure que celle de pluie. Gahn a trouvé que les réactifs qui troublent la plupart des autres eaux naturelles, n'agissent point sur celle de la rivière de Fahlun. Si l'on fait bouillir cette eau, elle laisse une pellicule mince et jaunâtre, qui consiste presque entièrement en matière extractive, mais dans laquelle les réactifs indiquent cependant une trace de sel commun. On n'y trouve aucun vestige de sulfate.

(2) On a agité la question de savoir si, dans l'évaporation qui se fait des eaux de la mer, un peu de sel marin ne serait point entraîné par les vapeurs aqueuses, puisqu'il est facile de prouver qu'au voisinage des mers l'eau dépose du sel ordinaire, et l'eau de pluie en contient. Mais ce sel ne s'élève point dans les airs

Digitized by Google

L'eau de la mer a une saveur salée, un peu amère, et, sur les côtes, une odeur désagréable. Elle tient en dissolution des sels dont la quantité s'élève à 3 $\frac{2}{3}$ jusqu'à 4 pour cent du poids de l'eau, et dont le sel commun fait la plus grande partie, quoiqu'il ne s'élève jamais à plus de 2 $\frac{2}{3}$ pour cent du poids de l'eau. Les autres sels consistent en chlorure calcique, chlorure magnésique et sulfate sodique.

D'après l'analyse de Marcet, 1000 parties d'eau de mer en contiennent 26,6 de chlorure sodique ou sel marin, 4,66 de sulfate sodique, 1,232 de chlorure calcique, et 5,154 de chlorure magnésique, en évaluant tous ces sels à l'état anhydre. Wollaston a trouvé que l'eau de mer contient en outre du chlorure et du sulfate potassiques, lesquels n'y forment toutefois pas au-delà de $\frac{1}{2000}$ du poids de l'eau, et Marcet a fait voir qu'on n'y trouve aucun vestige de nitrates. Elle dépose, par l'évaporation, une quantité assez considérable de carbonate calcique. Ce dernier sel, qu'elle tient en dissolution, paraît être la source à laquelle les mollusques testacés marins puisent les matériaux pour la formation de leurs coquilles. L'eau de mer contient en outre une très-petite quantité de brome et d'iode, combinés avec du sodium et du magnesium.

On croit que les sels contenus dans l'eau de la mer proviennent de mines de sel gemme que la mer baigne et dissout, et que leur quantité augmente d'année en année, par les sels que les fleuves y apportent. A la vérité, la quantité de sel que la mer contient varie beaucoup dans certains endroits, suivant que les fleuves qui s'y

---

sous la forme de vapeurs; il y est seulement entraîné par l'action des vents violens sur les vagues : celles-ci se couvrent, à leur bord supérieur, d'une écume qui lance une multitude de gouttelettes en l'air, et ces gouttes, entraînées par les vents, s'évaporent, laissant le sel marin qu'elles contenaient divisé en molécules si petites, qu'elles peuvent voltiger long-temps dans l'atmosphère avant de se précipiter.

Digitized by Google

jettent apportent un tribut d'eau douce plus ou moins abondant. Mais les vents et les courans marins qui en résultent mêlent tellement les eaux ensemble, que la différence ne saurait être considérable. Dans les golfes qui ont une entrée étroite, par exemple, dans la mer Baltique et la mer Noire, la salure est moindre que dans le grand Océan; elle est un peu plus considérable, au contraire, dans la Méditerranée. Du côté des pôles, l'eau est moins salée que dans les pays chauds, quoique la différence soit peu sensible, à cause du mélange continuel de l'eau. Lorsque la mer gèle, il n'y a non plus que l'eau pure qui se solidifie; la glace fondue donne une eau douce et potable, qui contient peu de sel. Immédiatement au-dessous de la glace, là où l'eau est le plus rapprochée du terme de la congélation, elle est peu salée; mais la quantité de sel augmente ensuite peu à peu avec la profondeur, de manière qu'à trois ou quatre pieds, la mer est aussi salée que partout. D'après les pesées faites entre le 60e degré de latitude boréale et le 40e de latitude méridionale, la pesanteur spécifique de l'eau de la mer varie, à + 17 degrés, entre 1,0285 et 1,0269.

On a tenté plusieurs moyens pour purifier l'eau de mer et la rendre potable; mais deux seulement ont réussi, et ils entraînent tant de difficultés qu'on ne peut guère s'en servir dans les voyages maritimes. Ils consistent, l'un à distiller l'eau, et l'autre à la filtrer à travers du sable. Quand on lui fait traverser, dans un appareil ayant la forme d'un siphon renversé, une colonne de sable sec, haute de quinze pieds, l'eau qui passe la première est douce et potable; mais, au bout de quelque temps, elle commence à devenir salée, et elle se sale de plus en plus jusqu'à ce qu'elle le soit plus qu'auparavant, parce qu'elle entraîne peu à peu le sel qui était resté dans le sable. Il faut alors, ou changer celui-ci, ou le laver avec de l'eau pure, ce qui est impraticable sur mer. Ce phénomène tient à ce que les grains de sable, semblables aux tubes capillaires, font pénétrer

Digitized by Google

l'eau dans leurs interstices : comme, au commencement de l'opération, l'effet dépend plus de l'attraction que de la pression du liquide versé de l'autre côté, le sel se trouve séparé en partie de son eau; celle-ci s'insinue dans les interstices du sable et les remplit; si, lorsque la masse de sable est complètement humectée, on verse dessus une plus grande quantité d'eau de mer, la pesanteur de celle-ci chasse d'abord l'eau pure; mais une fois que les interstices du sable ont été ainsi violemment remplis d'eau de mer, l'eau qu'on voit paraître devient de plus en plus salée. Ainsi, cette filtration ne procure pas plus d'eau douce que n'en peuvent contenir les interstices d'une certaine portion de colonne de sable déterminée par la hauteur générale de cette colonne et par la salure de l'eau de mer. Dans le voyage de découvertes exécuté dernièrement sous les ordres du capitaine Freycinet, on a essayé avec succès la distillation de l'eau de mer pour se procurer de l'eau douce, en se servant d'un appareil disposé de manière à ce que l'eau fût distillée par le superflu de la chaleur nécessaire pour préparer les alimens.

On peut rendre l'eau de la mer propre au lavage, et la dépouiller de la propriété de décomposer le savon, en y mêlant de la potasse, qui précipite les sels terreux.

Eau distillée. Quand on veut avoir de l'eau parfaitement pure, il faut la distiller. L'opération achevée, les sels restent dans la cucurbite, et l'eau pure, qui passe en vapeur, se rassemble, sous forme liquide, dans le réfrigérent. On pratique cette distillation dans les mêmes vaisseaux que ceux qui servent à la fabrication de l'eau-de-vie. Il ne faut pas distiller plus des deux tiers de l'eau, sans quoi le résidu la rend souvent empyreumatique. Chez les pharmaciens, on distille l'eau dans les mêmes vaisseaux qui servent pour l'alcool. Mais de là résultent deux inconvéniens. Ce qui reste d'alcool dans le serpentin s'acidifie par l'accès de l'air, et forme de l'acétate de cuivre, qui se dissout pendant la distillation et rend l'eau cuivreuse. C'est pour cela qu'il ar-

Digitized by Google

rive très-souvent à l'eau ainsi obtenue de bleuir, lorsqu'après l'avoir évaporée doucement, on y verse de l'ammoniaque; elle prend aussi une teinte brunâtre quand on y ajoute du gaz sulfide hydrique. Cet effet peut tenir quelquefois à une quantité de cuivre trop faible pour être appréciable à l'aide d'aucun autre réactif. Mais l'eau peut encore contenir, indépendamment de ce cuivre, de l'alcool indécomposé, qui se décompose ensuite peu à peu, de manière qu'au bout de quelques jours la liqueur se trouble et dépose un sédiment muqueux. L'eau dont on a besoin pour des expériences chimiques exactes, doit être distillée dans des vaisseaux de métal, et condensée dans un serpentin d'étain. Le réfrigérent doit être, ou d'étain pur, ou de cuivre fortement étamé : il ne doit point avoir de soudure en plomb ou en étain, parce que, sans cette précaution, l'eau contient toujours du plomb ou de l'étain. Les vaisseaux de verre conviennent moins pour cette opération, parce que le verre du col de la cornue, où les vapeurs se condensent, est ordinairement attaqué, ce qui donne une eau impure. Lorsqu'on est obligé de distiller de l'eau de puits, qui tient presque toujours du chlorure magnésique en dissolution, il faut y ajouter d'abord un peu de potasse, afin de retenir l'acide hydrochlorique, sans quoi il en passerait dans le produit. C'est pour avoir négligé cette précaution que beaucoup de chimistes ont cru à l'impossibilité d'obtenir, par la distillation, de l'eau exempte d'acide hydrochlorique. En agissant avec beaucoup de circonspection, on parvient à se procurer une eau parfaitement pure, et qui n'a ni saveur ni odeur; mais la moindre imprudence dans la conduite du feu lui communique une saveur particulière, un peu empyreumatique, qui n'est pas sans ressemblance avec celle de l'eau de neige nouvellement fondue.

DU SUROXIDE HYDRIQUE.

L'hydrogène peut se combiner avec plus d'oxigène

Digitized by Google

encore qu'il n'y en a dans l'eau. Il donne alors un suroxide, qui a été découvert en 1818 par Thénard, et dont les propriétés remarquables semblent promettre de répandre beaucoup de lumière sur divers points importans de la théorie chimique. Voici quelle est la manière dont on l'obtient, d'après Thénard.

On prend du suroxide barytique (1), aussi exempt que possible de tout mélange étranger, et on le broie dans un mortier, en l'arrosant avec de l'eau; il s'unit avec ce liquide, devient blanc et se convertit en poudre. On projette ensuite cette poudre, par petites portions, dans de l'acide hydrochlorique affaibli, qui la dissout sans le moindre dégagement de gaz. Aussitôt que l'acide en est saturé, on verse peu à peu de l'acide sulfurique dans la liqueur, jusqu'à ce que toute la baryte soit précipitée; après quoi on sature l'acide mis en liberté avec de nouveau suroxide, et on précipite une seconde fois la baryte au moyen de l'acide sulfurique étendu d'eau. Alors on filtre la liqueur à travers du papier, et on lave avec un peu d'eau froide ce qui reste sur le filtre. Le résidu de ce lavage est enlevé de dessus le papier, mêlé avec une plus grande quantité d'eau, et filtré de nouveau; le liquide obtenu ainsi sert d'eau de lavage dans le cours du reste de l'opération.

Le liquide acide filtré en premier lieu est mêlé de nouveau avec du suroxide jusqu'à saturation de l'acide; après quoi on précipite encore la baryte par l'acide sulfurique. On répète la saturation, la précipitation et la filtration successives trois à six fois de suite et davantage, jusqu'à ce que la liqueur ait absorbé quinze fois son volume d'oxigène. En continuant plus longtemps, on perd plus qu'on n'y gagne, parce que l'oxi-

(1) On prépare ce suroxide barytique en calcinant du nitrate barytique pur dans une cornue de véritable porcelaine, lavant la terre, et la chauffant de nouveau dans un tube de porcelaine, à travers lequel on fait passer de l'oxigène exempt d'hydrogène et d'acide carbonique.

Digitized by Google

gène commence à se dégager avec effervescence (2).

On sature encore une fois le liquide ainsi obtenu avec du suroxide barytique, puis on y ajoute de l'eau de baryte pour rendre la saturation parfaite, et on le place dans de la neige ou de la glace. Il se précipite un peu de silice, que l'acide avait dissous avec le suroxide barytique, et en même temps une petite quantité d'oxides de fer et de manganèse. On passe alors la liqueur à travers un linge, en exprimant ce qui reste. Pendant tout ce temps, elle doit être maintenue à la glace, et si, après la filtration, il s'est séparé encore une nouvelle quantité d'oxide, on la filtre une seconde fois. Le mieux est d'employer plusieurs filtres à la fois, afin de terminer plus promptement la filtration; mais alors il faut placer les filtres, avec les résidus, dans un morceau de toile, et exprimer le liquide qui peut s'y trouver encore contenu. S'il se trouve dedans beaucoup d'oxide de manganèse, le linge s'échauffe à tel point, pendant qu'on l'exprime, qu'à peine peut-on le tenir entre les mains.

On précipite ensuite la baryte au moyen de l'acide sulfurique affaibli, en ayant soin de tenir toujours la liqueur entourée de glace. Puis on y ajoute du sulfate argentique, qui doit ne contenir, ni argent métallique, ni oxide argentique libre; l'acide hydrochlorique se combine avec l'oxide argentique, et l'acide sulfurique reste libre dans la liqueur. Aussitôt que tout l'acide hydrochlorique est séparé, la liqueur, de trouble qu'elle était, s'éclaircit; on se hâte de la transvaser. Mais si l'on a mis un peu de sulfate argentique en excès, il faut

(1) Pour connaître la quantité de gaz oxigène contenue dans la dissolution, on en fait passer une petite mesure dans un tube de verre sur la cuve à mercure, et l'on introduit un peu de manganèse dans ce tube; le gaz oxigène se dégage sur-le-champ avec effervescence, et l'on compare l'espace qu'il occupe avec la mesure de liquide qu'on a introduite. Thénard dit toutefois qu'on doit auparavant étendre celui-ci d'eau.

Digitized by Google

précipiter l'oxide avec soin par l'acide hydrochlorique affaibli.

Alors on filtre de nouveau la liqueur, et dès qu'elle est parfaitement limpide, qu'elle ne contient plus ni argent ni acide hydrochlorique, on la broie dans un mortier à la glace avec de l'hydrate barytique, qu'on ajoute peu à peu, jusqu'à ce que l'acide sulfurique soit presque saturé. Aussitôt que la liqueur ne rougit plus qu'à peine le papier de tournesol, on la filtre une nouvelle fois, on exprime le précipité, on sature complètement le liquide avec de l'eau de baryte, afin d'en séparer jusqu'aux dernières traces d'oxide de manganèse, et on le filtre encore une fois, en observant les précautions qui ont été indiquées plus haut.

La liqueur, qui consiste alors en suroxide hydrique et en un peu de baryte, dissous tous deux dans de l'eau, est décomposée facilement par la terre qui s'y trouve. Elle se conserve mieux quand elle contient un léger excès d'acide : c'est pourquoi il faut en précipiter la baryte, et y mettre un très-léger excès d'acide sulfurique. Ensuite, après l'avoir filtrée, on l'évapore dans le vide, au-dessus de l'acide sulfurique, en suivant le procédé prescrit par Leslie pour produire de la glace. L'eau est plus volatile que le suroxide, qui se concentre de plus en plus par l'évaporation. Il faut avoir soin de remuer de temps en temps l'acide placé sous le récipient; car, sans cette précaution, sa surface se sature d'eau, et il n'absorbe plus de gaz aqueux. Lorsque l'évaporation a duré un certain temps, et qu'il commence à se manifester de l'effervescence dans la liqueur, on doit la retirer sur-le-champ, et, si elle est chaude, la plonger dans de la glace, pour la refroidir. Ordinairement alors on y trouve quelques flocons d'une substance étrangère, de la surface desquels s'élève le gaz : si on n'enlevait pas ces flocons, ils auraient pour résultat ordinaire que la liqueur s'échaufferait, et se décomposerait en totalité. C'est pourquoi on décante le liquide clair de dessus le sédiment, qui souvent n'est

Digitized by Google

point appréciable à la balance, et on le reporte de nouveau dans le vide, afin de continuer l'évaporation. Vers la fin il monte des bulles, qui ne crèvent pas facilement : on serait tenté de croire qu'il se dégage alors beaucoup d'oxigène, et cependant le mercure monte à peine dans l'éprouvette durant l'espace de vingt-quatre heures.

Il reste enfin une liqueur sirupeuse et incolore, qui ne contient pas d'eau, ou qui du moins est du suroxide hydrique presque exempt d'eau. Sa pesanteur spécifique est de 1,453. Lorsqu'on y jette du suroxide manganique, ou qu'on la fait bouillir, elle donne 850 fois son volume d'oxigène, le volume de tous deux étant mesuré à la température de + 14 degrés et à 76 centimètres de hauteur barométrique. Elle a une saveur et une odeur particulières et nauséeuses, qui ressemblent un peu à celles de l'eau de blanchîment. Appliquée sur la peau, elle y fait naître, au bout de quelques instans, une tache blanche, et excite des picotemens; mais ces effets disparaissent tout-à-fait au bout de quelques heures, et la peau reprend alors l'aspect qu'elle avait auparavant.

Cette liqueur blanchit et détruit toutes les couleurs végétales. En général, son action est si violente, qu'on a de la peine à l'observer quand on n'étend pas le suroxide hydrique d'une égale quantité d'eau.

La plus remarquable de ses propriétés consiste en ce que, lorsqu'on la met en contact avec divers corps solides, surtout pulvérulens et principalement métalliques, comme l'or, l'argent, le platine, le palladium, le mercure, et leurs oxides, ou avec les suroxides d'autres métaux, elle se décompose avec beaucoup de violence, en donnant de l'oxigène et de l'eau. Si la liqueur est étendue d'eau, le dégagement du gaz oxigène produit une vive effervescence, et le mélange s'échauffe souvent à tel point, qu'on ne peut plus le tenir dans la main. Si le suroxide hydrique est concentré, et qu'on en fasse tomber une goutte sur l'un des corps précédem-

Digitized by Google

ment indiqués, à l'état pulvérulent, la décomposition s'effectue avec détonation, et si l'expérience a lieu dans un endroit obscur, on aperçoit une faible lueur. Si, au lieu de métaux nobles pulvérisés, on emploie leurs oxides, l'explosion est encore plus violente; le métal se réduit, et son oxigène s'échappe avec celui du suroxide hydrique. Cet effet a lieu même lorsque ce dernier est étendu d'eau, et que par conséquent la décomposition ne produit pas une température assez élevée pour qu'on puisse dire que le métal a été réduit par-là. Si le suroxide est très-étendu d'eau, les oxides se décomposent encore; mais une partie seulement de leur oxigène se dégage, et il reste un oxide à un moindre degré d'oxidation. Thénard a obtenu ainsi des oxides d'or et d'argent qui paraissent avoir été inconnus jusqu'à présent.

Les métaux facilement oxidables, dont les oxides forment des acides, opèrent également la décomposition du suroxide hydrique; mais l'oxigène de ce dernier ne s'échappe point en pareil cas, et il se combine avec le métal, qu'il acidifie. Tel est le cas du selenium, de l'arsenic, du tungstène et du molybdène. Les deux premiers s'oxident avec dégagement de lumière, quand le suroxide n'est pas très-étendu d'eau. Au contraire, ce dernier corps n'éprouve aucune altération de la part des métaux dont les oxides forment des bases salifiables, ou de leurs oxides.

Quelques substances animales agissent sur lui de la même manière que les métaux nobles. Telle est, par exemple, la fibrine du sang, qui en dégage l'oxigène, tandis que l'albumine n'y produit aucune altération.

J'ai déjà dit qu'une petite quantité d'acide préserve le suroxide hydrique de la décomposition; mais les dissolutions d'alcalis la hâtent tellement, qu'il suffit du simple contact avec du verre, sans aucune addition, pour que le suroxide brise le flacon qui le renferme. On peut, au contraire, le conserver mêlé avec de l'acide, en ayant soin de le tenir à une basse température, et certains acides, au nombre desquels on compte l'hydrofluorique

Digitized by Google

et le phosphorique, ont la propriété de le conserver quand il a été étendu d'eau, et même lorsqu'on le chauffe jusqu'à le faire bouillir.

Tels sont les principaux faits que nous connaissons jusqu'à présent par les expériences extrêmement intéressantes de Thénard sur ce corps. Thénard pensa d'abord que les acides à l'aide desquels on décompose le suroxide barytique sont suroxigénés, et il fit tous ses efforts pour apprendre à connaître ces acides oxigénés. Mais n'ayant jamais pu découvrir aucune augmentation d'oxigène dans les acides, en quelque proportion qu'il les eût employés, ni la moindre différence entre les sels de ces prétendus acides oxigénés et ceux des acides ordinaires, il se mit à examiner si l'oxigène ne serait point combiné avec l'eau, et il finit par réussir, après une série d'expériences pénibles et dispendieuses, à isoler le suroxide hydrique et à en déterminer la nature.

Je me suis borné jusqu'ici à rapporter des faits, sans ajouter aucune explication ou opinion à leur égard. Maintenant je vais essayer de les réunir sous un point de vue général, autant qu'il est possible de le faire aujourd'hui.

Le suroxide barytique est un des suroxides peu nombreux qui sont susceptibles de se combiner avec l'eau, et il en absorbe une telle quantité, que l'oxigène de cette eau est égal à celui qui lui-même contient en excès. L'affinité puissante de la baryte pour les acides fait que, quand on la met en contact avec eux, elle se débarrasse à la fois et de l'eau et de l'excès d'oxigène, qui, déjà combinés ensemble au moment où la séparation s'opère, persistent dans cette combinaison et forment le suroxide hydrique. Le même effet aurait lieu naturellement avec tout autre suroxide contenant de l'eau; mais on ne l'observe point en opérant sur des suroxides anhydres, et lorsqu'on décompose ceux-ci par un acide, l'oxigène se dégage sous la forme de gaz, ou se combine avec les élémens de l'acide, s'ils ont de l'affinité pour lui.

Digitized by Google

L'opération serait bien plus courte si on traitait le suroxidé barytique par l'acide sulfurique. Mais Thénard a reconnu que, dans ce cas, la plus grande partie de l'oxigène s'échappe sous forme gazeuse. C'est ce qui explique le long détour qu'on est obligé de faire pour préparer le suroxide hydrique.

La propriété qu'a ce corps, mis en contact avec des métaux nobles ou leurs oxides, de se résoudre en eau et en oxigène, avec dégagement de chaleur, et de réduire en même temps ces métaux à l'état métallique, est un phénomène qu'on n'a pas encore pu expliquer jusqu'à présent. Nous n'apercevons point là d'affinité chimique qui entre en jeu; bien au contraire, nous y voyons une combinaison chimique déjà existante qui se trouve détruite, en même temps que la température s'élève jusqu'à la production du feu. Thénard a émis l'opinion que ces résultats pourraient être dus à l'électricité. Quoique cette hypothèse ne soit point justifiée par les connaissances acquises jusqu'à présent sur l'électricité, cependant elle a pour elle la circonstance que tous les corps qui décomposent le suroxide hydrique, quand on les met en contact avec lui, jouent le rôle d'élément électronégatif, par rapport à l'eau, dans la série électrique, et que le suroxide n'éprouve aucune altération de la part de ceux qui sont électropositifs ou indifférens relativement à l'eau. Lorsqu'on ajoute un acide soluble à la liqueur qui contient ce suroxide, elle passe par-là dans la classe des corps électronégatifs, et tombe dans un état d'indifférence électrique, ou du moins se met dans un état d'opposition électrique beaucoup plus faible à l'égard des corps solides électronégatifs, et le suroxide hydrique reste ainsi sans se décomposer. Mais quand on mêle la liqueur avec une substance alcaline susceptible de s'y dissoudre, elle rentre alors dans la classe des corps électropositifs. L'opposition électrique entre elle et les corps plus ou moins électronégatifs qui sont en contact avec elle, devient plus prononcée, et le suroxide est vivement décomposé,

Digitized by Google

même par des corps qui jouissent de la propriété électronégative à un si faible degré, qu'ils agissent peu sur lui dans son état de pureté.

Quoiqu'il ne soit pas facile d'apercevoir pourquoi et comment cette opposition électrique entre le suroxide liquide et les corps solides mis en contact avec lui peut produire sa décomposition, cette hypothèse nous permet cependant de rapporter le phénomène à une loi générale, qui nous met à portée de déterminer *à priori* quels sont les corps susceptibles ou non d'opérer la décomposition du suroxide hydrique. Il est difficile de décider si le dégagement de calorique qui a lieu dans ce cas est le résultat de l'opposition électrique ou d'une circonstance qui survient dans le cours de la décomposition elle-même.

DE L'HUMECTATION, DE LA DISSOLUTION ET DE LA CRISTALLISATION.

Avant de quitter l'histoire de l'eau, je dois parler encore de quelques phénomènes chimiques dont la connaissance exacte nous sera nécessaire pour la description des autres corps. Ce sont l'humectation, la dissolution et la cristallisation d'un corps dissous dans l'eau.

Humectation. L'eau mouille presque tous les corps qu'elle touche, et pénètre dans leurs pores. Nous avons vu précédemment que les corps poreux condensent l'eau contenue dans l'air. Or, presque tous ont la propriété d'en conserver à leur surface une certaine quantité, qui ne se dissipe qu'à une température fort élevée, parce que l'adhésion lui a fait perdre une grande partie de sa tension. Cette action de l'eau est surtout sensible sur les corps organisés solides, notamment ceux du règne animal, qui sont communément durs et demi-transparens dans l'état de siccité, mais qui, en absorbant de l'eau, acquièrent une flexibilité, une viscosité et une couleur particulière, qu'on ne peut point leur procurer par l'immersion dans l'eau salée, l'alcool et l'huile. Cette action de la part de l'eau est située précisément sur la

Digitized by Google

limite qui sépare les phénomènes mécaniques des phénomènes chimiques.

La cause qui fait qu'un corps solide est mouillé par un liquide, tient à ce que les particules de celui-ci ont plus d'affinité pour celles du solide qu'elles n'en ont les unes pour les autres. Elle est donc la même que celle de l'ascension des liquides dans les tubes capillaires. Les expériences de Pouillet ont démontré qu'il se dégage de la chaleur dans ces cas, mais qu'elle est peu sensible dans la plupart, ne s'élevant qu'à un quart, un tiers, ou un demi-degré; mais l'élévation de la température va jusqu'à deux et trois degrés lorsqu'on imbibe d'eau des matières végétales et animales. Le dégagement de chaleur a lieu aussi dans l'humectation avec de l'alcool, de l'éther, des huiles, etc.

Dissolution. On appelle *dissolution* quand un corps solide se combine avec un liquide de manière à prendre lui-même la forme liquide, comme lorsqu'un sel se dissout dans l'eau. Le liquide porte alors le nom de *dissolvant*, on dit que le corps qui était solide auparavant a été *dissous*, et la combinaison et appelée *solution* ou *dissolution*. Les verres grossissans les plus forts ne font rien découvrir d'hétérogène dans cette combinaison; le tout ensemble forme une masse parfaitement homogène.

On distingue quelquefois la *solution* de la *dissolution*. Ce dernier terme sert alors à exprimer que le corps solide a besoin, pour être dissous, de subir un changement dans sa composition, comme, par exemple, quand du carbonate calcique se dissout dans l'acide hydrochlorique, avec dégagement d'acide carbonique; ou quand un métal se dissout dans un acide, et qu'il décompose, soit l'acide, soit l'eau qui accompagne celui-ci, afin de pouvoir s'oxider pendant la dissolution. Je n'ai jamais eu égard à cette distinction, attendu qu'elle est mieux exprimée par la nature des corps dont on parle, qu'elle ne pourrait l'être par des mots.

Il ne s'agit ici que de l'espèce de dissolution dans laquelle la combinaison ne porte atteinte à aucune pro-

Digitized by Google

priété chimique du corps : telle est, par exemple, la dissolution du sel dans l'eau. Il n'est point question de celle dans laquelle la combinaison du corps solide avec le dissolvant produit un corps nouveau, différent des autres par ses propriétés, comme lorsque des alcalis ou des terres se combinent avec des acides et forment des sels.

Le dissolvant général est l'eau. Cependant d'autres corps solides, tels que l'alcool, l'éther, le vinaigre, les métaux fondus, etc., peuvent également servir de dissolvans. On devrait aussi pouvoir considérer le calorique comme un dissolvant, et tous les corps fondus comme des substances dissoutes dans le calorique. Autrefois on appelait la fusion *solution simple*, et la dissolution dans un liquide *solution composée*, parce que l'absorption du calorique est nécessaire pour faire passer un corps de l'état solide à l'état liquide, et que par conséquent ce corps doit être dissous simultanément par la chaleur et par un liquide.

La chaleur est favorable à la dissolution, non pas seulement parce qu'elle l'accélère, mais encore parce qu'à chaud les dissolvans se chargent d'une plus grande quantité du corps qu'ils doivent dissoudre qu'à froid. Mieux le corps solide est pulvérisé, et plus on l'agite avec le dissolvant, plus aussi la dissolution s'opère rapidement : dans le premier cas, parce que le corps solide présente davantage de surface ; dans le second, parce que le liquide est plus souvent renouvelé. Si on laisse un mélange d'eau et de sel en repos, les couches inférieures du liquide dissolvent autant de sel qu'elles peuvent en prendre, tandis que les supérieures en contiennent fort peu, parce que l'eau la plus chargée de sel reste au fond du vase, en raison de sa pesanteur : mais qu'on vienne à remuer le mélange, la dissolution du sel recommence, et il se répartit d'une manière uniforme dans la liqueur. La chaleur favorise aussi la dissolution, par les courans qu'elle fait naître dans la portion froide du liquide, comme l'indique la fig. 2, pl. I.

Digitized by Google

L'accroissement de la solubilité avec la température est très-différente dans diverses substances. Il en est quelques-unes dont la solubilité, quand la température hausse, augmente à chaque degré, en proportion toujours croissante, jusqu'au terme où la dissolution commence à bouillir. Chez d'autres, la solubilité croît jusqu'à une certaine température, et diminue ensuite, de manière que, la chaleur venant à augmenter, une portion de la substance déjà dissoute se précipite. Dans d'autres encore, l'accroissement de la solubilité va en proportion ascendante jusqu'à une certaine température, passé laquelle cette propriété baisse en proportion décroissante. Enfin, dans plusieurs, cet accroissement reste le même à tous les degrés de l'échelle, et dans un petit nombre on ne s'aperçoit pas que la température les rende plus solubles.

Quand un dissolvant ne peut plus rien dissoudre d'un certain corps, à une température donnée, on dit qu'il en est saturé. Cependant, quoique saturé d'une substance, il peut encore en dissoudre une autre. Ainsi, par exemple, quand on dissout du nitre dans l'eau jusqu'à ce que celle-ci ne puisse plus en prendre, elle est saturée de sel; mais qu'on jette dans cette dissolution du sulfate sodique, elle en dissoudra encore une grande quantité, ce qui n'empêchera pas qu'elle puisse dissoudre ensuite une troisième, une quatrième substance, etc.

Il arrive souvent, dans ce cas, que la liqueur acquiert, par suite de l'affinité des sels, la faculté de dissoudre une nouvelle quantité de l'un ou de l'autre des sels dont elle était saturée avant le mélange. Ainsi, de l'eau pleinement saturée de nitre, et dans laquelle on fait dissoudre du sel de cuisine, peut ensuite dissoudre encore du nitre. Il se fait alors, jusqu'à un certain degré, un échange entre les acides et les bases, de manière qu'on a dans la dissolution quatre sels au lieu de deux, et que par conséquent le phénomène tout entier n'est qu'une pure illusion. En effet, le chlorure potassique, par exemple, ne devient pas plus soluble dans l'eau quand

Digitized by Google

on y ajoute du chlorure sodique, et la solubilité du nitrate potassique n'est point accrue non plus par l'addition du nitrate sodique.

Quand une dissolution, saturée ou non, reste tranquille dans un endroit froid, où elle peut se refroidir peu à peu jusqu'à congélation complète, la périphérie, qui se refroidit d'abord, est moins salée que le centre, jusqu'à ce qu'enfin, lorsque la masse entière est solidifiée, les substances dissoutes se trouvent concentrées toutes au milieu. Qu'on ajoute, par exemple, un peu de tournesol à une dissolution faible de sel marin, de manière que l'eau acquière une teinte bleuâtre, et qu'ensuite on la fasse geler, on verra la couleur se concentrer dans le milieu du glaçon, point où celui-ci est le plus salé. Si la dissolution est assez chargée pour ne pas pouvoir se congeler, il reste au centre une certaine quantité de liquide pleinement saturé.

Divers corps ont la propriété d'être tenus par l'eau dans une sorte de suspension qui ressemble à une véritable dissolution. Tels sont les principes constituans du lait et des émulsions végétales. Quelques substances insolubles dans l'eau se mêlent de cette manière avec l'eau pure, mais non avec les dissolutions salines. Ainsi plusieurs précipités qu'on recueille sur un filtre, et qu'on lave avec de l'eau pure, après l'écoulement du liquide salin, se mêlent avec elle, et traversent le papier. Ils forment alors une sorte de dissolution, transparente quand une lumière vive la traverse, mais douée d'une teinte opaline à la lumière réfléchie, et ils restent dans cet état de suspension analogue à la dissolution. On les précipite de nouveau en versant dans la liqueur une solution de sel ammoniac.

Je n'ai pas parlé de nos conjectures sur la nature intime de la dissolution, non plus que des motifs qui nous portent à la considérer plutôt comme un phénomène mécanique dû à un changement de cohésion, que comme le résultat d'une combinaison chimique. Les considérations qui se rattachent à ce sujet seront développées

Digitized by Google

lorsque j'exposerai la théorie générale de la chimie inorganique.

Quand on laisse en repos la dissolution d'un corps solide dans l'eau ou dans une autre liqueur, la partie liquide s'évapore d'après les lois exposées précédemment, et la dissolution se concentre de plus en plus, jusqu'à ce qu'enfin une portion du corps solide se précipite sous des formes régulières qu'on appelle *cristaux*.

Cristallisation. Ce phénomène s'observe dans la plupart des corps qui passent de l'état liquide à l'état solide. Presque tous les corps fondus prennent une forme cristalline quand ils se refroidissent lentement, comme je l'ai déjà dit en parlant du soufre, et comme je le ferai voir encore à l'occasion de divers métaux. Plus le refroidissement est lent, plus les cristaux sont marqués et volumineux.

Les dissolutions cristallisent aussi lorsqu'on les laisse refroidir ou qu'on les évapore. Que, par exemple, on verse de l'eau bouillante sur du nitre concassé, qu'on remue le mélange jusqu'à ce qu'il ne se dissolve plus de sel, qu'on laisse ensuite la liqueur s'éclaircir, et qu'on lui permette de se refroidir lentement dans un repos parfait, il s'y formera des cristaux dus à la portion de nitre que l'eau bouillante peut tenir en dissolution de plus que l'eau froide.

Le même phénomène a lieu quand on évapore sur le feu une dissolution incomplètement saturée jusqu'à ce qu'elle ait perdu une partie de son eau, et qu'ensuite on laisse refroidir lentement le résidu : la portion du corps dissous qui pouvait bien rester en dissolution dans la liqueur bouillante, mais qui n'a plus cette faculté dans le liquide refroidi, cristallise. Quand on veut évaporer ainsi une dissolution, on peut continuer l'ébullition jusqu'à ce qu'il se forme à sa surface une pellicule indiquant qu'il s'est dissipé assez de liquide pour que l'eau bouillante ne puisse plus dissoudre toute la substance, ou jusqu'à ce qu'une goutte qu'on laisse tomber sur une plaque métallique froide se remplisse de petits cristaux.

Digitized by Google

On porte alors la dissolution dans un lieu frais, et on l'y laisse en repos, pour qu'elle cristallise peu à peu. Le résidu porte le nom d'*eau-mère*. On peut le faire cristalliser encore en l'évaporant de nouveau, et si le sel était pur, l'opération peut être conduite ainsi jusqu'à la dernière goutte. Les corps qui ont à peu près le même degré de solubilité dans l'eau froide et dans l'eau chaude, ne cristallisent point par le refroidissement, mais seulement par une évaporation prolongée. Tels sont le sel marin, le sulfate calcique et quelques autres.

Ure a observé que, dans une liqueur cristallisante qu'on expose à la décharge d'une pile électrique, la cristallisation commence toujours au conducteur négatif. Cependant il est encore incertain si l'influence du départ électrique exerce ici une influence autre que d'empêcher les cristaux de se former au côté positif, à cause de l'acide devenu libre, qui, la plupart du temps, augmente la solubilité des sels dans l'eau. On sait, d'ailleurs, que dans les dissolutions de sels à base alcaline, un excès de cette dernière contribue à favoriser la cristallisation.

Plus la cristallisation s'opère lentement, plus aussi les cristaux sont gros et prononcés, tandis que plus elle marche avec rapidité, et plus ils sont petits et informes. Les cristaux les plus parfaits sont ceux qu'on obtient lorsque la dissolution, abandonnée à elle-même, s'évapore peu à peu au bout de plusieurs semaines. On peut quelquefois aussi faire naître certaines autres circonstances favorables à la grosseur et à la régularité des cristaux. Ainsi, par exemple, on obtient des cristaux de nitre d'un volume extraordinaire et d'une forme parfaite, en dissolvant ce sel dans l'eau de chaux bouillante, qui ne produit toutefois le même effet sur aucun autre sel. Le repos contribue également à la lenteur et à la régularité de la cristallisation, tandis que le mouvement l'accélère bien, mais fait aussi que les cristaux sont petits et mal configurés. C'est pourquoi les raffineurs de sucre, par exemple, qui se proposent d'obte-

Digitized by Google

nir une cristallisation rapide et grenue du sirop évaporé, on pour usage de le remuer fortement et souvent, avec des morceaux de bois, dès qu'il est versé dans les moules. Veut-on, au contraire, avoir du sucre candi, il faut faire cuire peu le sirop, puis le laisser tranquille dans un endroit très-chaud, où l'eau s'évapore peu à peu, et le sucre cristallise lentement.

Quand on met des corps, tels que de petits morceaux de bois, des fils, et autres semblables, dans une dissolution qui va cristalliser, les cristaux s'appliquent à la surface de ces corps, de manière qu'ils forment en quelque sorte le noyau de l'écorce cristalline. Voilà pourquoi on remarque dans le sucre candi des fils qui traversent la masse cristalline, et qui ont été tendus au milieu des vases, pour que le sucre cristallisât à leur surface. De même, les fabricans de vitriol plongent, dans la dissolution évaporée du vitriol, de petits bâtons sur lesquels les cristaux s'appliquent, et qui servent en même temps à les retirer.

Cette facilité qu'ont les sels à se déposer sur les corps solides qui se trouvent accidentellement dans leur dissolution, est la source, chez l'homme et les animaux, d'une maladie qui consiste en des pierres développées dans la vessie urinaire, les intestins et autres viscères. L'urine, par exemple, tient en dissolution une multitude de substances, dont plusieurs sont peu solubles et très-enclines à cristalliser : si quelque corpuscule solide vient par hasard à tomber dans la vessie, ces substances commencent aussitôt à se déposer autour de lui, et à former ainsi un calcul, qui va toujours en augmentant. Lorsqu'après la mort du malade, ou par le secours d'une opération chirurgicale, on enlève la pierre et qu'on la casse, on trouve dans son milieu le corps solide qui lui a servi de noyau.

Lorsqu'on plonge un cristal de sel dans une dissolution du même sel, la cristallisation en est bien plus favorisée encore, par suite de l'affinité de cohésion, et l'on peut à volonté obtenir d'une liqueur qui contient

Digitized by Google

deux sels en dissolution, l'un ou l'autre de ces sels à l'état cristallin et seul, en y introduisant un cristal de celui qu'on veut se procurer. Que, par exemple, on fasse dissoudre deux parties de nitre et trois de sulfate sodique dans cinq d'eau tiède, qu'on verse la dissolution dans deux flacons qui en soient parfaitement pleins, et qu'on introduise ensuite dans l'un un cristal de nitre et dans l'autre un cristal de sulfate sodique, après les avoir plongés tous deux dans un mélange d'eau et de neige, il ne se formera, dans le premier, que des cristaux de nitre, et, dans le second, que des cristaux de sulfate sodique.

On profite de cette circonstance pour accroître le volume des cristaux déjà formés. On place ces cristaux, soit dans une dissolution chaude et saturée, qu'on laisse refroidir très-lentement, soit dans une solution saturée à froid, qu'on abandonne à l'évaporation spontanée. De cette manière, la cristallisation se fait avec assez de lenteur pour laisser aux particules salines cristallisantes le temps de gagner les cristaux déjà formés, et d'en augmenter le volume. Si, au contraire, la cristallisation marche rapidement, les nouveaux cristaux se déposent pêle-mêle sur ceux qui existaient déjà.

Si, dans une dissolution qui cristallise lentement, les cristaux se dessinent, non partout, mais principalement au fond de la liqueur, c'est parce qu'à mesure qu'une particule cristalline se dépose, le liquide devient plus léger, et gagne la partie supérieure, laissant sa place à une autre portion plus saturée, qui se dépouille aussi d'une partie de son sel, et suit alors la précédente dans son mouvement ascendant. Voilà pourquoi, quand on regarde obliquement à travers une dissolution qui cristallise, on aperçoit un mouvement continuel, et on voit un courant monter du sommet de chaque cristal.

Une grande partie des cristaux qui se forment dans l'eau, entraînent une quantité plus ou moins considérable de liquide. Cette eau entre, à l'état solide, dans la composition des cristaux. On l'appelle *eau de cristalli-*

Digitized by Google

sation. Certains cristaux en contiennent beaucoup : tels sont l'alun, le sel de Glauber et plusieurs autres. D'autres, au contraire, n'en contiennent pas du tout, comme le sulfate potassique, le sel de cuisine, le nitre. Un sel qui se combine avec de l'eau de cristallisation, en prend toujours une proportion déterminée, ainsi que je le ferai voir en exposant les lois de composition de la nature inorganique. Ici je me bornerai à dire que l'*oxigène de l'eau est un multiple ou un sous-multiple par un nombre entier de celui de la base salifiable* (alcali, terre ou oxide métallique) contenue dans le sel. Certains sels peuvent se combiner avec deux proportions différentes d'eau, mais prennent aussi des formes différentes dans les deux cas. D'autres, au contraire, cristallisent tantôt avec et tantôt sans eau; mais la forme primitive de leurs cristaux est également différente alors. On produit ces modifications relatives à l'eau de cristallisation, en faisant opérer la cristallisation à des températures différentes. Quelques sels cristallisent à une haute température, sans eau de cristallisation, et en prennent à une température plus basse. Tels sont, par exemple, le sulfate sodique et le chlorure sodique. Le premier cristallise à + 30 degrés sans eau et à + 10 avec de l'eau de cristallisation; l'autre n'en prend point à la température ordinaire de l'air, mais en entraîne beaucoup à — 10 degrés.

Tous les cristaux qui se forment dans l'eau contiennent encore, indépendamment de l'eau de cristallisation, une certaine quantité d'eau-mère interposée entre leurs molécules, et qui les rend plus ou moins impurs, suivant que cette eau-mère elle-même est mêlée de substances étrangères plus ou moins abondantes. De là vient qu'il est nécessaire de purifier les sels par des dissolutions et cristallisations répétées. Plus un cristal est gros, plus il peut renfermer d'eau-mère dans ses pores, et *vice versâ*. C'est pourquoi on a trouvé avantageux, pour certaines substances, telles, par exemple, que le nitre, l'alun, le sucre, etc., de les contraindre, par un refroidissement rapide et une agitation

Digitized by Google

continuelle, à cristalliser en petits grains, qui ne peuvent pas emprisonner une grande quantité d'eau-mère.

Certains sels ont la propriété de se fendiller bruyamment et de sauter en éclats lorsqu'on les chauffe brusquement, ce qu'on appelle *décrépiter*. La cause en est que l'eau engagée entre leurs molécules prend la forme de gaz et brise les cristaux. Ce n'est jamais l'eau de cristallisation qui s'échappe ainsi; car celle à laquelle est due ce phénomène se sépare d'abord de la surface, où elle laisse des ouvertures suffisantes pour le passage de celle qui doit sortir ensuite. Très-peu de sels décrépitans contiennent de l'eau de cristallisation, quoiqu'il ne manque pas non plus de sels avec eau de cristallisation qui décrépitent : tels sont l'acétate cuivrique, le tartre émétique cristallisé, etc. Une température trop peu élevée pour mettre en liberté l'eau combinée chimiquement avec le cristal, suffit déjà pour faire prendre la forme de gaz à celle qui n'y est qu'emprisonnée, et pour briser les cristaux avec violence.

Il y a une différence fort importante entre la manière dont l'eau se combine avec d'autres corps, sous la forme d'eau de cristallisation, et celle dont les corps solides se dissolvent dans l'eau pour produire une masse liquide. On peut considérer ce dernier phénomène comme un effet mécanique tenant à ce que les molécules du corps dissous sont poussées entre celles de l'eau par une force qui est certainement aussi une sorte d'affinité chimique, de manière qu'elles viennent à être toutes éloignées les unes des autres d'une même distance; il résulte de là qu'elles sont répandues sur un plus grand espace, et que plus elles sont distantes, plus les corps dissous acquièrent de capacité pour la chaleur, plus la température baisse, et plus il se manifeste de froid en proportion de la quantité de corps dissous. Lorsqu'au contraire un corps se combine avec de l'eau de cristallisation, il se développe alors de la chaleur, comme dans toutes les combinaisons chimiques, et la température s'élève souvent à un degré considérable. C'est pourquoi il se pro-

Digitized by Google

duit toujours de la chaleur quand on verse une très-petite quantité d'eau sur un sel qui a perdu son eau de cristallisation ; mais vient-on à ajouter davantage d'eau, la dissolution commence, et du froid se manifeste.

Au reste, le terme d'eau de cristallisation est peu convenable. Beaucoup de corps insolubles dans l'eau contiennent de cette eau en grande quantité, même lorsqu'ils n'ont pas cristallisé, et se sont précipités sous forme pulvérulente. Tels sont le carbonate magnésique, et la plupart des sels terreux et métalliques insolubles. La dénomination d'eau combinée chimiquement est préférable, quoique plus longue. Des corps qui peuvent se combiner chimiquement avec de l'eau, ne sont pas pour cela toujours solubles dans l'eau, comme le prouve l'exemple des sels qui viennent d'être cités. D'autres, au contraire, ne peuvent point contracter de combinaison chimique avec l'eau, mais se laissent facilement dissoudre par elle, tels que le nitre, le sel marin, etc.

Certains sels, exposés à l'air libre, perdent peu à peu l'eau qu'ils contenaient à l'état de combinaison chimique; tantôt ils deviennent d'un blanc laiteux et opaque, et conservent leurs formes, quand ils ne contenaient pas beaucoup d'eau; tantôt, ce qui a lieu lorsqu'ils renfermaient une grande quantité d'eau de cristallisation, ils se réduisent en une poudre blanche et opaque: tels sont le sulfate sodique, le carbonate sodique et plusieurs autres. Ce phénomène est connu sous le nom d'*efflorescence.* Lorsqu'on fait chauffer les cristaux qui sont susceptibles de l'offrir, ils commencent par se fondre dans leur eau de cristallisation, puis ils se dessèchent à mesure que cette eau s'évapore, et ensuite ils exigent un haut degré de chaleur rouge pour entrer en fusion. Quand on verse sur un sel ainsi effleuri autant d'eau qu'il en faut pour remplacer son eau de cristallisation, il se combine avec elle, et prend, au bout d'un laps de temps plus ou moins long, la forme d'une masse dure et demi-transparente. Le sulfate sodique, par exemple, sur 100 parties, en contient 57 d'eau de cristallisation;

Digitized by Google

si on le laisse tomber en efflorescence, et qu'ensuite on y ajoute cette quantité d'eau, ce qui fait 2 parties de sel pour 3 d'eau, on obtient, au bout de quelque temps, une masse solide, dont la formation est accompagnée du dégagement lent du calorique de l'eau. C'est sur cette propriété que se fonde, par exemple, la fabrication des médailles de plâtre. On fait chauffer du plâtre jusqu'à ce qu'il ait perdu son eau de cristallisation, puis on le réduit en poudre fine; on le délaie avec de l'eau, et on en fait ainsi une bouillie, qu'on verse dans des moules, où elle ne tarde pas à durcir, le plâtre se combinant chimiquement avec l'eau et la masse devenant tiède.

Divers autres corps, en particulier ceux qui ont tant d'affinité pour l'eau qu'on peut difficilement les amener à cristalliser, possèdent une propriété absolument inverse, celle de s'humecter à l'air, d'y tomber en *déliquescence*. Si l'efflorescence tient à ce que l'eau de cristallisation s'évapore à l'air sec, la déliquescence dépend de ce que le sel, en vertu de son affinité pour l'eau, précipite le gaz aqueux mêlé à l'air sous la forme d'eau liquide, et se dissout dans cette dernière.

Comme, dans toutes les solutions, il y a du calorique engagé et du froid produit, de même, dans toute cristallisation, il se dégage de la chaleur, parce que le corps dissous et l'eau de cristallisation, en prenant la forme solide, abandonnent le calorique qui les tenait liquides. C'est ce qu'on voit quelquefois dans les dissolutions d'alun, d'acétate sodique et de plusieurs autres sels, qui, en certaines circonstances, ne cristallisent point dans un repos parfait, quoiqu'elles aient été plus que suffisamment évaporées : mais vient-on à remuer le vase, la liqueur cristallise presque subitement, et s'échauffe en même temps, par l'effet du calorique que les cristaux laissent dégager en se formant.

La plupart des minéraux cristallisés qu'on tire du sein de la terre, ont dû leur formation à ce que l'eau qui tenait leurs molécules, soit en dissolution, soit en suspension à l'état de division extrême, s'est écoulée peu

Digitized by Google

à peu, goutte à goutte, de manière que les substances qu'elle contenait se sont déposées, et ont pris des formes cristallines pendant leur lente accumulation. Voilà pourquoi il y a fort souvent de l'eau de cristallisation dans ces cristaux, comme dans les sels. Lorsqu'on en fait rougir un dans une cornue, cette eau passe en vapeur, et on peut la recueillir dans le récipient. Presque tous les minéraux contiennent, comme les sels préparés artificiellement, une quantité d'eau simplement interposée entre leurs molécules, qui va de 1/2 à 1 pour cent de leur poids.

Certains sels ont la propriété de cristalliser sous la forme d'excroissances grenues, hors de leurs dissolutions, au bord supérieur du vase qui les contient. Ceux qui la possèdent au plus haut degré sont le sursulfate potassique, le benzoate ammoniacal, le carbonate sodique, le sulfate zincique et plusieurs autres. Ce phénomène tient à ce que la dissolution s'évapore sur les parois du vase, et y dépose un petit grain de sel; entre ce grain et le vase, remonte ensuite une petite quantité de la dissolution, qui s'y évapore de même, et dépose un autre grain à côté du premier; une nouvelle quantité de liqueur monte entre ces grains, et produit de nouveaux dépôts, ce qui continue jusqu'à ce que la masse cristalline, ainsi produite, cesse de pouvoir soutenir son propre poids. Une manière facile d'obtenir de jolies cristallisations de cette sorte, consiste à plonger une baguette de sapin dans une dissolution un peu concentrée de sursulfate potassique; la liqueur monte le long des fibres du bois, et ne tarde pas à produire une très-belle végétation au sommet de la baguette. C'est ainsi qu'il arrive très-souvent qu'on trouve sur les vieilles murailles des efflorescences de carbonate sodique, ayant la forme de champignons rameux.

DE LA DISSOLUTION DES GAZ DANS LES LIQUIDES.

Après avoir parlé de la dissolution des corps solides, je dois dire quelques mots de la réunion des gaz avec les corps

Digitized by Google

liquides. Cette réunion est de deux sortes. Tantôt l'eau absorbe beaucoup plus que son propre volume de gaz, et celui-ci perd une grande partie de son calorique, d'où il résulte que la liqueur s'échauffe plus ou moins. Tantôt l'eau n'absorbe qu'un volume de gaz égal au sien, ou même moins encore, et le calorique de ce gaz n'est point mis en liberté. Dans le premier cas, il y a véritablement combinaison chimique entre le gaz et l'eau : comme, par exemple, lorsque du gaz acide hydrochlorique ou du gaz ammoniaque se dissout dans l'eau. Quant au second, on n'y voit qu'une simple pénétration mécanique du gaz dans les pores de l'eau, où il s'insinue peu à peu, comme il ferait dans toute autre espace vide : c'est le cas des gaz acide carbonique, oxigène, nitrogène, hydrogène, comme aussi de la plupart des autres gaz.

Nous ignorons s'il y a réellement quelque différence dans la manière dont les gaz inégalement solubles sont absorbés par l'eau, et nous devons laisser dans le doute la question de savoir si, sous le rapport de leur différent degré de solubilité, il n'y en a pas, par hasard, une semblable à celle qui règne entre les corps solides, dont certains sont dissous en grande quantité par l'eau, tandis que les autres le sont seulement en petite quantité. Dalton crut avoir découvert que les gaz étaient absorbés dans des proportions déterminées par les liquides très-coulans, chez tous lesquels il admettait une égale faculté absorbante. Ces proportions étaient, suivant lui, un volume égal à celui du liquide, ou $\frac{1}{8}$, $\frac{1}{27}$, $\frac{1}{64}$, $\frac{1}{125}$ de ce volume, chiffres qui sont les cubes de $\frac{1}{2}$, $\frac{1}{3}$, $\frac{1}{4}$ et $\frac{1}{5}$. Il ne put, de son propre aveu, découvrir la cause de ce phénomène, mais assura cependant en avoir constaté la réalité par la voie expérimentale. Des recherches ultérieures ont démontré que ces assertions ne s'accordent point avec l'expérience.

Les meilleures et presque les seules expériences d'une véritable importance scientifique que nous possédions relativement à l'absorption des gaz par les liquides, sont celles que Saussure jeune a faites. Ce physicien a reconnu

Digitized by Google

que Dalton s'était trompé, et ses recherches ont rendu très-vraisemblable qu'il y a une analogie parfaite entre l'absorption des gaz par l'eau et celle de ces mêmes gaz par les corps poreux, le charbon entre autres. Il s'est servi d'eau purgée d'air pour ses expériences, et il a reconnu que l'ébullition prolongée pendant plusieurs heures l'en débarrassait, sinon d'une manière absolue, au moins presque entièrement. La même chose a lieu aussi pour d'autres liquides, quoiqu'il soit moins possible de les purger parfaitement d'air, attendu qu'ils bouillent à une température proportionnellement plus basse. C'est cette raison qui empêche de débarrasser l'éther et l'alcool d'air, autant qu'on le peut faire pour l'eau. On parvient aussi à retirer l'air par le moyen de la machine pneumatique, mais moins complètement que par l'ébullition.

Saussure débarrassa plusieurs liquides d'air aussi complètement que possible; après quoi il étudia leur faculté d'absorber différens gaz. Les résultats auxquels il est parvenu sont marqués dans la table suivante, qui part de la supposition qu'on a employé 100 volumes ou mesures de liquide. Les vides indiquent que là on n'a point fait d'expériences.

GAZ ABSORBÉS.	EAU.	Dissolution saturée de sel marin.	ALCOOL.	NAPHTE.	HUILE de lavande.	HUILE de lin.
Gaz acide sulfurique.	4378,0	.....	11577,0	.....	.....	.....
Gaz sulfide hydrique.	253,0	.....	606,0	.....	.....	.....
Gaz acide carboniq^{e}.	106,0	67,0	186,0	169	191	151
Gaz oxide nitreux...	76,0	29,0	153,0	256	275	150
Gaz carbure dihydrique.....	15,5	10,0	127,0	261	209	122
Gaz oxigène.....	6,5	.....	16,25	.....	.....	.....
Gaz oxide nitrique..	6,2	5,2	14,5	20	15,6	14,2
Gaz hydrogène.....	4,6	.....	5,1	.....	.....	.....
Gaz nitrogène.....	4,2	.....	4,2	.....	.....	.....

Nous voyons, d'après ces recherches, que la capacité des divers liquides pour un même gaz est différente, et qu'ils n'ont pas une faculté absorbante égale, comme

Digitized by Google

le croyait Dalton. Les quantités de divers gaz absorbées par différens fluides ne sont pas non plus proportionnelles entre elles. Il semble donc résulter de là que la composition d'un liquide exerce sur la faculté absorbante une grande influence, qui pourrait bien tenir, soit à la différence des affinités, soit à celle de la forme des molécules, ainsi qu'à la différence qui s'ensuit dans les intervalles qu'elles laissent entre elles, et où les gaz peuvent pénétrer et être comprimés. De l'eau qui tient en dissolution du sel marin, a perdu en grande partie sa faculté d'absorber des gaz, et nous verrons plus loin que cet effet varie suivant que tel ou tel sel se trouve dissous dans l'eau. A part un très-petit nombre d'exceptions, plus le sel est soluble, plus, par conséquent, il en peut pénétrer dans un volume donné d'eau, et plus aussi la faculté qu'a cette dernière d'absorber du gaz se trouve diminuée; en sorte que sa faculté absorbante diminue dans la même proportion qu'augmente la pesanteur spécifique de la dissolution.

Les liquides visqueux et pultacés n'absorbent pas moins de gaz que ceux qui sont très-coulans; mais l'absorption s'y fait avec lenteur, parce que la répartition uniforme du gaz dans toute la masse s'opère d'une manière plus lente. En général, un liquide a d'autant plus de capacité pour les gaz, que sa pesanteur spécifique est moindre; de sorte qu'il semblerait que la faculté absorbante fût fondée uniquement sur la porosité des liquides, qui doit être bien plus grande dans les liqueurs légères que dans celles qui sont pesantes. Comme cette faculté diminue dans les liquides lorsqu'ils tiennent des corps solides en dissolution, il paraîtrait que ces corps solides remplissent les pores dans lesquels les gaz pénétreraient sans eux. On pourrait conclure de là que l'absorption des gaz et la dissolution des corps solides ne constituent, relativement à la manière dont elles s'effectuent, qu'un seul et même phénomène naturel, et que la différence entre elles consiste uniquement en ce que les uns tendent à quitter la dissolution sous forme solide, tandis que c'est sous forme de gaz que les autres font effort pour s'en dégager,

Digitized by Google

Quant à ce qui concerne la faculté absorbante relative des divers liquides, Saussure a trouvé que l'acide carbonique était absorbé, dans les proportions suivantes, par ceux qu'indique le tableau que voici :

NOMS des LIQUIDES.	PESANTEUR spécifique.	Un volume de liquide absorbe d'acide carbonique pour cent.	Cent parties de dissolution dans l'eau contiennent
Alcool.....	0,803	260	
Éther sulfurique....	0,727	217	
Huile de lavande....	0,88	191	
Huile.....	0,89	188	
Esprit de vin.....	0,84	187	
Naphte.....	0,784	167	
Huile de térébenthine.	0,86	166	
Huile de lin.....	0,94	156	
Huile d'olive.....	0,915	151	
Eau.....	1,000	106	
Sel ammoniac.....	1,078	75	27,53 de sel cristallisé; solution saturée.
Gomme arabique....	1,092	75	25 de gomme.
Sucre.....	1,104	72	25 de sucre.
Alun.....	1,047	70	9,14 de sel cristallisé; solution saturée.
Sulfate de potasse...	1,077	62	9,42 de sel cristallisé; solution saturée.
Hydrochlorate de potasse.....	1,168	61	26 de sel cristallisé; solution saturée.
Sulfate de soude....	1,050	58	11,14 de sel calciné; solution saturée.
Nitrate de potasse...	1,139	57	20,6 de sel cristallisé; solution saturée;
Nitrate de soude.....	1,206	45	26,4 de sel cristallisé; solution saturée.
Acide sulfurique....	1,840	45	
Acide tartrique.....	1,285	41	53,37 de sel cristallisé; solution saturée.
Hydrochlorate de soude.....	1,212	32,9	29 de sel cristallisé; solution saturée.
Hydrochlorate de chaux.....	1,402	26,1	40,2 de sel calciné; solution saturée.

Digitized by Google

Dans un flacon bouché, la proportion du gaz non absorbé et de celui qui passe dans l'eau ne change pas, d'après Dalton, quelque variation que la température éprouve, pourvu qu'elle ne descende pas au-dessous de zéro, et qu'elle ne s'élève point non plus au-dessus de + 100 degrés. Il suit de là qu'un gaz quelconque n'est retenu dans l'eau que par la pression qu'il exerce lui-même sur la surface du liquide, et que nul autre gaz n'influe d'une manière durable à cet égard. Si la masse du gaz qui pèse à la surface de l'eau augmente, le volume restant le même, la masse du gaz absorbé devient plus grande aussi dans la même proportion. Lorsque, par exemple, on charge l'eau de trois fois son volume de gaz acide carbonique, par le moyen d'une machine à compression, le gaz est réduit dans la machine au tiers du volume qu'il occupait auparavant; de sorte que l'eau, proportionnellement à la densité de celui qui se trouve à sa surface, n'absorbe cependant pas plus d'un volume égal au sien d'acide carbonique.

Quand on agite de l'eau déjà chargée d'un gaz, d'oxigène, par exemple, avec un autre gaz pour lequel le premier a de l'affinité, par exemple, avec du gaz oxide nitrique, elle en absorbe davantage qu'elle n'aurait fait sans cette circonstance.

Lorsqu'on agite de l'eau chargée d'un gaz avec un autre gaz pour lequel le premier n'a pas d'affinité, le nouveau gaz chasse une partie de celui qu'elle contenait déjà. La quantité de gaz qui se trouve expulsée de cette manière, varie suivant sa solubilité dans l'eau. Un gaz peu soluble dégage une grande quantité d'un gaz très-soluble, et un gaz très-soluble est absorbé abondamment, tandis que l'eau ne laisse échapper qu'une faible proportion du gaz moins soluble. Par exemple, qu'on batte de l'eau chargée d'acide carbonique avec du gaz nitrogène, elle n'absorbe que très-peu de ce dernier, mais perd beaucoup de son acide. Si, au contraire, l'eau est saturée de gaz nitrogène, et qu'on l'agite dans du gaz acide carbonique, elle absorbe une grande quantité de

Digitized by Google

celui-ci, sans perdre beaucoup de son nitrogène, et le phénomène arrive au maximum, lorsque le mélange gazeux situé au-dessus de l'eau est parvenu à se mettre en équilibre jusqu'à un certain point avec celui que le liquide contient; ce qui dépend, tant de l'inégalité de la faculté absorbante dont l'eau jouit par rapport aux deux gaz, que des proportions dans lesquelles ceux-ci sont mêlés l'un avec l'autre.

En examinant la manière dont les gaz se comportent avec l'eau, on découvre une circonstance à laquelle personne encore n'a fait attention, c'est que le gaz avec lequel l'eau entre en contact devient toujours un gaz composé, par le fait de son mélange avec du gaz aqueux, et que, par conséquent, lorsque la température augmente, la proportion dans laquelle le gaz est absorbé par l'eau change en raison de la quantité plus grande de gaz aqueux avec laquelle il se trouve mêlé. Dans un vaisseau clos, où la pression s'oppose à ce que la tension de l'eau augmente proportionnellement à la température, la différence de volume d'un gaz que l'eau absorbe à une température plus basse est moins considérable, mais toujours sensible. Au contraire, dans un vase extensible, où l'eau trouve de l'espace pour se dilater, la quantité de gaz absorbée diminue en raison directe de la température, et dans la proportion du gaz aqueux qui se trouve mêlé avec lui, tant dans l'eau elle-même qu'au-dessus de lui. C'est pourquoi lorsqu'on fait chauffer de l'eau, saturée d'acide carbonique, par exemple, dans un appareil où le gaz qui la surnage est également de l'acide carbonique, et qu'on recueille le gaz, on voit qu'à chaque degré dont augmente la chaleur du liquide, il se dégage plus de gaz acide carbonique que ne le comporte la dissolution du gaz par l'élévation de température, et que quand l'eau se trouve près d'entrer en ébullition, la plus grande partie de son gaz est déjà dissipée. Cependant, à cette époque, elle est tout autant saturée de gaz qu'elle l'était auparavant; mais le gaz acide carbonique s'y trouve remplacé par un mé-

Digitized by Google

lange d'une grande quantité de gaz aqueux avec très-peu d'acide carbonique. Si l'on continue à chauffer cette eau jusqu'à ce qu'elle bouille, le gaz aqueux finit par entraîner tout le gaz acide carbonique, et le liquide ne contient plus alors que du gaz aqueux. La capacité de l'eau pour son propre gaz est inconnue, et difficile à déterminer; mais ce qui prouve qu'elle le reçoit dans ses interstices à la manière des autres gaz, c'est que, s'il n'en était point ainsi, l'élévation de la température n'aurait d'autre effet, sur une eau saturée de gaz, que d'en expulser une quantité de gaz correspondante à l'accroissement de volume qu'il aurait acquis par la chaleur, de manière qu'une eau contenant cent pouces cubes de gaz acide carbonique à zéro, en aurait fourni à + 100 degrés trente-sept pouces cubes et demi mesurés à cent degrés (ou vingt-sept pouces cubes et un quart, mesurés à zéro), et que le reste serait resté dans la liqueur.

L'eau ne peut pas plus absorber des quantités égales de deux gaz, quand on l'agite avec le mélange de ces gaz, que quand on la bat avec chacun d'eux à part. Sa capacité pour le mélange gazeux repose uniquement sur le degré de solubilité des gaz dans l'eau, et sur la proportion dans laquelle ils sont mêlés avant d'entrer en contact avec sa surface. Qu'on se figure de l'eau mise en contact avec un mélange, à volumes égaux, de deux gaz jouissant d'une égale solubilité, elle absorbera de chacun d'eux la moitié de ce qu'elle aurait absorbé s'il n'y en avait eu qu'un seul, c'est-à-dire qu'elle prendra de tous deux un volume égal à celui qu'elle aurait pris d'un seul. Mais si les volumes des gaz sont différens, les volumes relatifs des gaz absorbés restant le sont aussi, et dans la même proportion. Si l'un des deux gaz est deux fois plus soluble que l'autre, l'eau en absorbera les deux tiers de la quantité totale, et ne prendra qu'un tiers de l'autre; si les volumes de ces gaz ne sont point égaux, les quantités qu'elle en absorbera seront proportionnelles à leurs volumes relatifs.

Les mêmes lois sont applicables au cas dans lequel

Digitized by Google

l'eau entre en contact avec plus de deux gaz à la fois; seulement le calcul des proportions dans lesquelles chaque gaz se trouve absorbé, devient alors plus compliqué.

Toutes les eaux de sources, à l'exception de celles qui contiennent du sulfide hydrique ou du fer, toutes les eaux courantes, l'eau de mer, l'eau de pluie et l'eau distillée, contiennent une certaine quantité d'air atmosphérique, qui s'élève, d'après Saussure, à 5 et jusqu'à 5 1/4 pour cent de leur volume, et dans lequel il y a proportionnellement plus d'oxigène, par rapport au nitrogène, qu'on n'en trouve dans l'atmosphère, parce que l'oxigène est plus soluble dans l'eau que le nitrogène. Suivant Gay-Lussac et Humboldt, l'air atmosphérique, dégagé de l'eau par l'ébullition, contient 31 à 32,8 pour cent d'oxigène; de manière que l'eau contient 34 pour cent de son volume de gaz oxigène et 1,6 pour cent de gaz nitrogène. Les eaux dormantes, au contraire, et celles qui ont été conservées pendant long-temps dans des vases de bois, ne contiennent point d'oxigène, parce que celui-ci, à mesure qu'il est absorbé par le liquide, se trouve consommé par les substances qui y subissent la putréfaction. En revanche, cette eau est saturée de gaz nitrogène, et lorsqu'on la bat avec de l'air atmosphérique, elle n'en prend que du gaz oxigène, qui y est complètement absorbé et enchaîné quand on prolonge assez long-temps l'agitation.

FIN DU PREMIER VOLUME.

Digitized by Google

TABLE DES MATIÈRES

CONTENUES DANS CE VOLUME.

Préface ..... Page 1
De la nomenclature chimique 11
Définition de la chimie 33
De l'affinité ..... *ibid.*
De la division des corps 37
Des substances simples impondérables 38
De la lumière et de la chaleur ..... *ibid.*
De la décomposition des rayons solaires 40
De la lumière 46
Du calorique 58
De l'électricité 100
Du magnétisme 169
De l'électromagnétisme 182
Des substances simples pondérables 198
Chimie inorganique ..... *ibid.*
Des métalloïdes ou corps non métalliques 201
I. De l'oxigène 203
II. Des corps combustibles 221
1. De l'hydrogène 222
2. Du nitrogène 239
3. Du soufre 247
4. Du phosphore 254
Phosphures d'hydrogène 262
Phosphure trihydrique 263
Phosphure monohydrique 265
Phosphure bihydrique 266
Phosphure pentahydrique 268
Phosphures de soufre ..... *ibid.*
Phosphure de soufre et d'hydrogène 269
Phosphure de nitrogène 270
Briquets phosphoriques 271
5. Du chlore 273
Chloride nitreux 278
Chlorures de soufre 283
Chlorure sulfurique 284
Chlorure sulfureux ..... *ibid.*
Chlorures de phosphore 275
Chloride phosphorique ..... *ibid.*
Chloride phosphoreux 285
Chlorure phosphorique 288
Combinaisons du chlore avec l'eau ..... *ibid.*
6. Du brome 292
Bromures de soufre 296
Bromide phosphorique ..... *ibid.*
Bromide phosphoreux ..... *ibid.*
Chlorure bromique 297
6. De l'iode ..... *ibid.*
Iodure de nitrogène 301

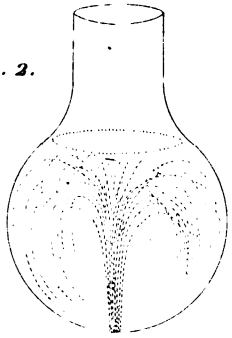
Digitized by Google

Iodure de soufre..... PAGE 302
Iodides de phosphore..... ibid.
Iodure phosphoreux..... ibid.
Iodide phosphoreux..... 303
Iodide phosphorique..... ibid.
Chlorure d'iode..... ibid.
Bromures d'iode..... 304
Bromure iodeux..... ibid.
Bromure iodique..... ibid.
Action de l'iode sur les matières organiques..... ibid.
8. Du fluor..... 306
Considérations générales sur le chlore, le brome, l'iode et le fluor..... 308
9. Du carbone..... 311
Carbures d'hydrogène..... 328
Carbure tétrahydrique..... ibid.
Carbure dihydrique..... 331
Nitrures de carbone..... 336
Cyanogène..... 337
Chloride cyaneux..... 342
Chloride cyanique..... 344
Bromure de cyanogène..... 345
Sous-nitrures de carbone..... 346
Sulfures de carbone..... 347
Sulfide carbonique..... ibid.
Sulfure de carbone solide..... 352
Sulfure de carbone gazeux..... ibid.
Phosphures de carbone..... 353
Gaz oxide carbonique et phosphore..... ibid.
Chlorures de carbone..... 354
Chloride carboneux..... 355
Chlorure carbonique..... 357
Chlorure carboneux..... 358
Iodure de carbone..... 359
Bromure de carbone..... 360
10. Du bore..... 365
Sulfide borique..... 361
Chloride borique..... ibid.
Fluoride borique..... 667
11. Du silicium..... ibid.
Sulfide silicique..... 373
Chloride silicique..... 374
Fluoride silicique..... 375
Carbure de silicium..... ibid.
Des combinaisons des métalloïdes avec l'oxigène et avec l'hydrogène..... 376
De l'atmosphère..... ibid.
De l'eau..... 397
De l'état de l'eau dans la nature..... 427
Du suroxide hydrique..... 451
De l'humectation, de la dissolution et de la cristallisation..... 459
De la dissolution des gaz dans les liquides..... 472

FIN DE LA TABLE.

Digitized by Google

Fig. 2.



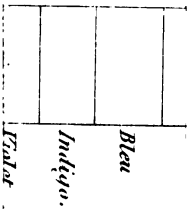
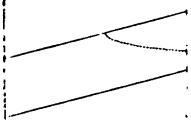
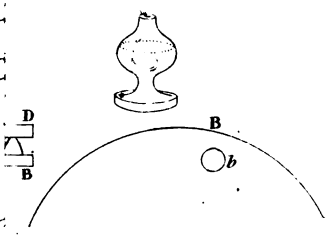


Fig. 3.



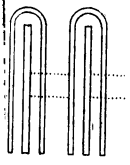


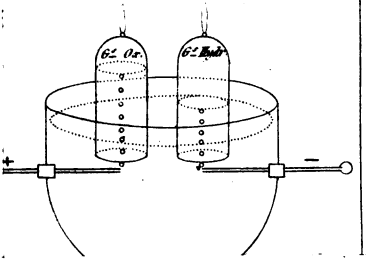
Digitized by Google

Digitized by Google

Pl. II.

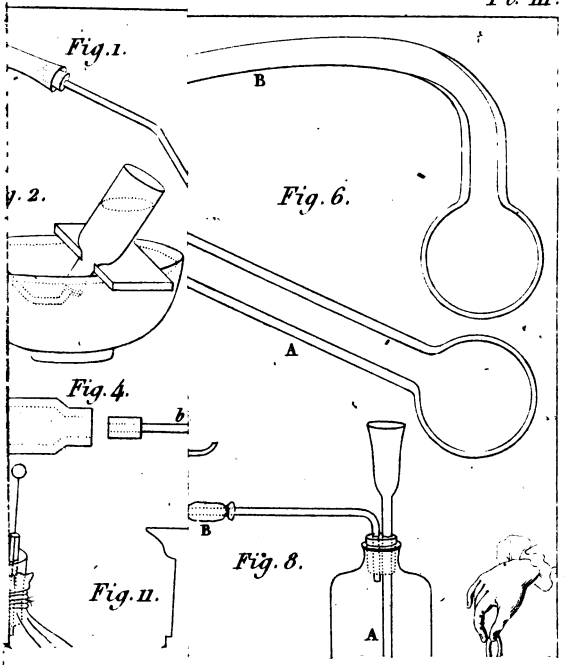
Fig. 5.





Digitized by Google

Digitized by Google



Digitized by Google

Digitized by Google

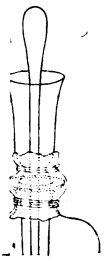


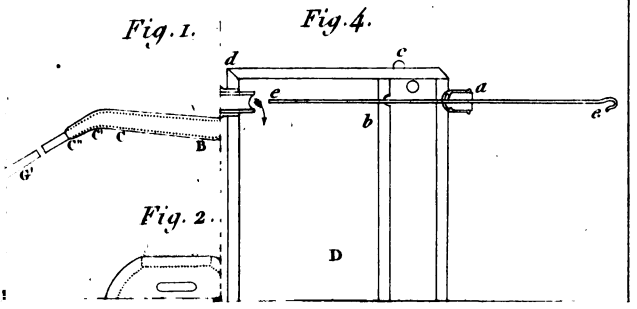
Fig. 2.

Fig. 3.

Digitized by Google

Digitized by Google

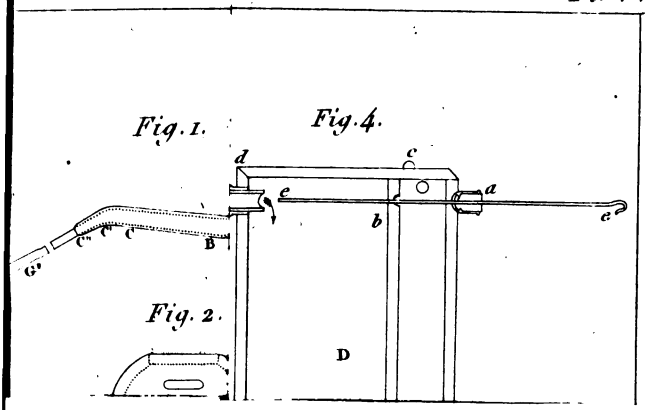
Pl. V.



Digitized by Google

Digitized by Google

Pl. V.



Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google

Digitized by Google